

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФГБОУ ВПО «ВОЛОГОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ»
Естественно-географический факультет

УТВЕРЖДАЮ



14 июня 2011 г.

Рабочая программа дисциплины

ХИМИЯ

Специальность

050102 Биология

Форма обучения

заочная

Вологда
2011

[illegible]

1. Пояснительная записка

Дисциплина "Химия" имеет фундаментальное значение для подготовки будущих учителей биологии. Настоящая программа составлена для студентов заочного отделения естественно-географического факультета Вологодского государственного педагогического университета по специальности 050102 "Биология".

Задачами курса химии являются:

- изучение основных понятий и законов химии, квантово-механических представлений о структуре атомов и молекул, основ химической термодинамики и кинетики, теории окислительно-восстановительных реакций, растворов;
- формирование знаний о строении и свойствах атомов химических элементов периодической системы Д. И. Менделеева и соединениях, образуемых ими;
- развитие умений наблюдать и объяснять химические явления, происходящие в природе, лаборатории и на производстве;
- раскрытие роли химии в решении таких проблем, как защита окружающей среды от загрязнений и рациональное природопользование, формирование экологической культуры;
- раскрытие вклада химии в понимание научной картины мира, формирование диалектико-логического мышления.

Объем и содержание курса химии должны служить основой для дальнейшего изучения студентами других дисциплин, четко коррелировать со смежными дисциплинами путем установления межпредметных связей, способствовать усвоению и глубокому пониманию физико-химической сущности биологических наук. Эти важные задачи курса химии нашли отражение в предлагаемой программе.

Теоретическую основу курса химии составляют теория строения атома, учение о периодичности, современная теория строения вещества, химическая термодинамика и кинетика, электрохимия, учение о растворах и электролитической диссоциации.

В отдельные разделы курса включены вопросы конкретного применения ММО и химической термодинамики для объяснения устойчивости веществ и направленности химических процессов. При составлении программы большое внимание уделялось последовательности и методике изложения тех или иных разделов.

Основные идеи, проходящие через весь курс:

- зависимость свойств веществ от состава и строения, обусловленность изменения веществ их свойствами;
- материальное единство веществ, их генетическая связь;
- интерпретация химических процессов термодинамическими параметрами.

Поскольку программа предназначена для студентов, получающих специальность "Биология", то значительное место в настоящем курсе уделяется реализации межпредметных связей, формированию у студентов знаний о биологической и экологической роли различных химических элементов и их соединений. Особое внимание уделяется изучению процессов, протекающих в живой природе.

Таким образом, тенденции раскрытия содержания курса химии следующие: с одной стороны, фундаментализация, усиление системности, интегративности и функциональности теоретических знаний; с другой – повышение внимания к прикладной стороне содержания, его методологической и практической направленности. Мировоззренческий аспект содержания курса обеспечивается раскрытием знаний с четырех сторон: теоретической, методологической, прикладной и описательной. Важнейшим источником мировоззрения выступают межпредметные связи с биологией, физикой и другими естественными науками.

Методологический аспект предполагает постепенное ознакомление студентов с разными видами знаний и их функциями: описательной, объяснительной и эвристической. Расширение информированности о методах научного познания и их роли в развитии

неорганической химии, формирование соответствующих умений особенно важны для анализа науки как развивающейся системы и привития студентам навыков самостоятельной работы по приобретению знаний и применению их к решению разнообразных познавательных и практических задач.

2. Извлечение из ГОС ВПО

ЕН.Ф.04	Химия <i>Общая химия.</i> Основные химические понятия: атом, молекула, элемент, простое вещество, сложное вещество. Химическая формула. Химическая реакция. Классификация и номенклатура химических соединений. Законы стехиометрии. Электронное строение атома. Периодический закон и система Д.И. Менделеева. Химическая связь. Координационные соединения. Их роль в биологии. Формы организации вещества. Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика в приложении к биологическим системам. Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Вода. Дисперсные системы. Физико-химические свойства разбавленных растворов: осмос, криоскопия, эбулиоскопия. Способы выражения состава растворов. Электролитическая диссоциация. Ионы. Ионное произведение воды. Водородный показатель, рН. Буферные системы в живых организмах. Обменные и окислительно-восстановительные процессы. Гидролиз. Гальванический элемент. Электролиз. Коррозия металлов. Биокоррозия. Коллоидно-дисперсные системы. Растворы высокомолекулярных соединений. Значение коллоидов в биологии. Химия биогенных элементов: неметаллов IV-VII главных подгрупп, металлов I-III главных подгрупп. Биогенные элементы побочных подгрупп Периодической системы. Радиоактивные элементы. <i>Органическая химия.</i> Разнообразие органических веществ и методы изучения их строения. Теория химического строения органических веществ, понятия об изомерии и гомологии. Валентные состояния атома углерода (гибридизация). Природа химической связи в органических веществах. Электровалентная и ковалентная связи и их характеристика. Взаимосвязь между реакционной способностью органических соединений и их строением. Водородная связь, роль в структурировании биополимеров. Взаимное влияние атомов в молекуле: индукционные и мезомерный эффекты. Классификация органических реагентов и реакций. Строение, номенклатура, свойства, биологическая роль разных органических соединений. Загрязнение среды и трансформация в природе. Ациклические углеводороды. Алканы, алкены. Алкадиены и алкины. Природные полимеры. Изопреновое звено в природных соединениях. Галогеноалканы. Спирты. Роль в обмене веществ. Альдегиды и кетоны. Карбонильные соединения в природе и их биологическая роль. Карбоновые кислоты. Жиры и масла. Роль в организации клеточных мембран. Роль дикарбоновых кислот в обмене веществ. Оксикислоты, их свойства как	400
---------	--	-----

	бифункциональных соединений. Оксикислоты в природе. Аминокислоты. Пептиды и пептидная связь. Белки и их биологическая роль. Углеводы. Моносахариды: строение, изомерия (структурная и конформационная), химические свойства. Дисахариды. Олигосахариды в природе. Полисахариды, строение и функции. Крахмал, гликоген, целлюлоза, их распространение в природе и биологическая роль. Ароматические соединения. Правила ориентации. Фенолы. Ароматические альдегиды и кетоны. Ароматические амины. Азо- и диазосоединения. Ароматические соединения с конденсированными и неконденсированными ядрами, их биологическое значение. Гетероциклические соединения. Пяти- и шестичленные гетероциклы с одним гетероатомом. Их строение и свойства. Природные соединения: гемоглобин, хлорофилл, пигменты желчи. Биологически активные соединения: алкалоиды, витамины группы В. Шестичленные гетероциклы с двумя гетероатомами. Пуриновые и пиримидиновые основания. Пуриновые алкалоиды. Нуклеозиды и нуклеотиды. Полинуклеотиды.	
--	--	--

3. Объем дисциплины и виды учебной работы

№ п/п	Шифр и наименование специальности	Курс	Семестр	Виды учебной работы в часах						Вид итогового контроля (форма отчетности)
				Трудо-емкость	Всего аудит.	ЛК	ПР/СМ	ЛБ	Сам. работа	
1	050102 Биология	1,3		400	46	24		22	354	Экзамены; к/р

4. Содержание дисциплины.

4.1 Разделы дисциплины и виды занятий (в часах). Примерное распределение учебного времени

Лекционный курс для студентов специальности 050102 «Биология»

№	Семестр	Тема занятий	Часы
1	1	Основные понятия химии. Законы стехиометрии	2
2	1	Строение атома	2
3	1	Химическая связь	2
4	1	Химическая термодинамика	2
5	1	Теория электролитической диссоциации	2
6		Общая характеристика металлов	1
7		Общая характеристика неметаллов	1
6	7	Электронные представления в органической химии	2
7	7	Предельные углеводороды (алканы)	1
8	7	Непредельные этиленовые углеводороды (алкены)	1
9	7	Ароматические углеводороды	1
10	7	Оксипроизводные углеводородов. Одноатомные спирты (алканолы)	1
11	7	Альдегиды и кетоны	2
12	7	Карбоновые кислоты Одноосновные предельные карбоновые кислоты	2
13	7	Углеводы. Моносахариды	2

Всего: 24 часов

**Лабораторно-практические и семинарские занятия для студентов
специальности 050102 «Биология»**

№	Семестр	Тема занятий	Часы
1	1	Основные химические понятия и законы. Строение вещества	2
2	1	Приготовление растворов различной концентрации	2
3	1	Химия неметаллов	2
4	1	Химия металлов	2
5	7	Теоретические основы органической химии	4
6	7	Предельные углеводороды. Непредельные углеводороды. Получение и свойства этилена	2
7	7	Ароматические углеводороды. Нитрование бензола. Действие окислителей на бензол и толуол	2
8	7	Спирты. Растворимость и нейтральность спиртов. Получение и свойства этилата натрия. Окисление этилового спирта. Получение глицерата меди	2
9	7	Альдегиды и кетоны. Окисление альдегидов. Реакция с фуксинсернистой кислотой. Предельные карбоновые кислоты. Свойства уксусной кислоты и её солей. Получение этилацетата.	2
10	7	Моносахариды. Окисление моносахаридов. Дисахариды. Окисление дисахаридов. Гидролиз дисахаридов. Полисахариды. Реакция полисахаридов с фелинговой жидкостью. Реакция крахмала с иодом.	2

Всего: 22 часа

4.2 Содержание разделов дисциплины

Общая химия

Основные понятия химии. Законы стехиометрии

Возникновение и развитие атомно-молекулярного учения. Гипотеза о дискретности вещества в философских работах древности и ее возрождение на основе экспериментальных данных химии XVII–XVIII веков. Факты, закономерности и законы, послужившие экспериментальной базой для развития представлений о дискретном строении вещества. Проникновение физических и математических методов в химию. Работы Р. Бойля, М. В. Ломоносова, А. Л. Лавуазье. Закон сохранения массы и энергии, его значение в химии. Закон постоянства состава Пруста. Дальтонида (стехиометрические соединения). Бертоллиды (нестехиометрические соединения). Закон кратных отношений Дальтона. Границы применимости этих законов. Атомистика Дальтона. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро, следствия из закона. Уравнение Менделеева–Клапейрона. Основные положения атомно-молекулярной теории. Атомы и молекулы. Их размеры и массы. Относительные атомные и молекулярные массы. Число Авогадро.

Химическая метрология. Единицы измерения в химии. Моль — единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем газа. Методы определения атомных и

молекулярных масс. Химический эквивалент. Молярная масса эквивалента вещества. Закон эквивалентов. Соотношение между молярной массой и молярной массой эквивалента. Фактор эквивалентности, эквивалентное число. Методы определения атомных и молярных масс эквивалентов. Определение молекулярных масс газообразных веществ. Границы применимости понятия "молекула". Нахождение простейших и истинных формул химических соединений.

Становление и развитие понятия "химический элемент" в рамках модели дискретного строения вещества (Р. Бойль, Д. Дальтон, М. В. Ломоносов).

Разграничение понятий "химический элемент" и "простое вещество". Современная трактовка понятия "химический элемент". Изотопы.

Распространенность и распределение элементов в земной коре; понятие о геохимии.

Простые вещества. Аллотропия. Сложные вещества как форма существования элементов в соединениях. Изомерия. Стехиометрические расчеты.

Строение атома и периодический закон. Химическая связь

Строение атома

Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность. Основные характеристики α -, β -, и γ -лучей. Модель атома Томсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α -частиц. Планетарная модель атома, ее достоинства и недостатки.

Исходные теоретические и экспериментальные предпосылки разрешения внутренних противоречий планетарной модели. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Кванты. Уравнение Планка. Объяснение фотоэффекта Эйнштейном. Фотоны. Спектры атомов. Модель атома водорода по Бору. Постулаты Бора. Объяснение спектра атома водорода. Внутренние противоречия теории атома водорода по Бору. Попытки их устранения. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.

Квантово-механическая модель атома водорода. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное (n), орбитальное (l), магнитное (m_l), спиновое (m_s) квантовые числа. Физический смысл квантовых чисел. Понятие об электронном облаке.

Атомные орбитали (АО). Энергетические уровни, энергетические подуровни. Основное и возбужденное состояние. Вырожденные состояния. Вид атомных s -, p -, d - и f -орбиталей.

Электронная емкость уровней и подуровней.

Многоэлектронные атомы. Заряды ядер атомов. Закон Мозли. Три принципа заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип (запрет) Паули, правило Гунда, правила Клечковского. Эффект проникновения и экранирование. Электронная конфигурация атома. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул атома.

Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Массовое число. Нуклоны. Изотопы. Изобары. Изотоны. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер. Период полураспада.

Ядерные реакции и превращения химических элементов. Искусственная радиоактивность. "Меченые" атомы и их применение. Использование ядерной энергии в мирных целях.

Свойства изолированных атомов: условный атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, их изменение в периодах и группах. Свойства атомов в соединениях: атомные радиусы (ковалентные, ионные, металлические), электроотрицательность, относительная электроотрицательность, степени окисления, валентность, координационное число, их изменение в периодах и группах. Диамагнетизм, парамагнетизм веществ.

Периодический закон и Периодическая система химических элементов

Д. И. Менделеева

Жизнь и научно - педагогическая деятельность Д. И. Менделеева. Систематизация и классификация фактов как необходимый этап развития науки. Первые попытки классификации химических элементов.

Открытие периодического закона Д. И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д. И. Менделеевым метода интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д. И. Менделеева. Современная формулировка периодического закона.

Периодическая система как естественная система элементов. Длинная и короткая формы периодических таблиц, их особенности. Периоды, группы, подгруппы. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы *s*-, *p*-, *d*-, *f*-семейств. Периодически и непериодически изменяющиеся свойства элементов. Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. *d*- и *f*-сжатие. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов.

Значение открытия периодического закона в развитии науки. Раскрытие в периодической системе всеобщей естественной взаимосвязи между химическими элементами.

Химическая связь

Химическая связь. Краткий очерк эволюции взглядов на сущность химической связи. Работы Косселя, Льюиса. Основные типы химической связи. Методы определения структуры веществ.

Ковалентная связь. Основные характеристики ковалентной химической связи: длина, энергия, кратность, валентный угол. Квантовомеханические методы ее трактовки. Приближенный характер этих методов. Метод валентных связей (МВС). Физическая идея метода: образование двухцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрывания АО.

Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов разных атомов и донорно-акцепторный механизм. Дипольный момент связи. Свойства ковалентной связи: насыщенность, полярность, поляризуемость, направленность.

Ковалентности атомов элементов I, II, III периодов. Их максимальная ковалентность. Направленность ковалентной связи. Гибридизация АО (Л. Полинг). Типы гибридизации. Модель отталкивания электронных пар валентной оболочки. Геометрия молекул, метод Гиллеспи. Полярность молекул. Дипольный момент молекулы. σ - и π -связи. Кратность (порядок) связи. Факторы, влияющие на прочность связи. Понятие о делокализации ковалентных связей. Гомолитический и гетеролитический разрыв связи.

Метод молекулярных орбиталей (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами.

Метод ЛКАО МО, σ - и π -молекулярные орбитали как линейная комбинация *s*- и *p*-атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы и электронные формулы молекул.

Двухатомные молекулы: гомонуклеарные и гетеронуклеарные. Гомонуклеарные молекулы, образованные элементами I и II периодов. Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств от характера заполнения МО в этих молекулах. Объяснение парамагнетизма молекулы кислорода. Гетеронуклеарные двухатомные молекулы, образуемые элементами II периода. Оксид углерода (II), оксид азота (II). Сравнение методов ВС и МО.

Типы кристаллических решеток, образуемых веществами с ковалентной связью в молекулах. Свойства этих веществ.

Ионная связь и ее свойства: ненасыщаемость, ненаправленность, степень ионности. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Область применимости ионной модели. Ионные кристаллические решетки. Поляризация и поляризующее действие ионов, их влияние на свойства веществ. Свойства веществ с ионным типом связи.

Валентности, степени окисления и координационные числа атомов в соединениях с различным типом связи.

Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов элементов, способных к образованию металлической связи. Свойства металлической связи: делокализованный характер, ненаправленность. Металлическая кристаллическая решетка.

Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное (диполь — диполь), индукционное (диполь — индуцированный диполь), дисперсионное.

Водородная связь; межмолекулярная и внутримолекулярная водородные связи. Влияние водородной связи на свойства веществ. Роль водородной связи в биологических процессах.

Энергетика и направленность химических процессов. Химическая кинетика

Химическая термодинамика

Основные понятия термодинамики: термодинамическая система, термодинамическое равновесное состояние системы, параметры системы (экстенсивные и интенсивные), энергия, внутренняя энергия системы, работа, теплота. Энтальпия. Изменение энтальпии системы. Экзо- и эндотермические реакции. Стандартные условия. Стандартная энтальпия образования простых веществ. Стандартная энтальпия образования сложного вещества. Закон Гесса и его следствия. Термохимические расчеты. Понятие об энтропии. Энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал).

Роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности процессов при различных условиях. Использование табличных значений стандартных энтальпий и стандартных изобарных потенциалов образования исходных и получаемых веществ для оценки возможности протекания химических реакций.

Химическая кинетика. Химическое равновесие.

Скорость химической реакции. Ее количественное выражение. Истинная и средняя скорости. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Работы Н. Н. Бекетова. Закон действия масс Гульдберга и Вааге. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде. Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент. Правило Вант-Гоффа. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса. Уравнение Аррениуса.

Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ, автокатализ, положительный и отрицательный катализ, понятие об ингибиторах.

Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температуры.

Растворы. Теория электролитической диссоциации. Окислительно-восстановительные реакции

Растворы

Понятие о растворах. Классификация растворов. Механизм процесса растворения. Физическая теория растворов. Сольватация (гидратация) при растворении. Сольваты (гидраты). Работы Д. И. Менделеева по химической теории растворов. Термодинамика процесса растворения. Связь теплоты растворения вещества с энергией кристаллической решетки и теплотой гидратации молекул вещества или продуктов его диссоциации. Тепловые эффекты растворения.

Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости. Ненасыщенный раствор. Насыщенный раствор как динамическая равновесная система. Пересыщенные растворы и условия их устойчивости. Кристаллизация твердых веществ из растворов. Кристаллогидраты. Очистка веществ перекристаллизацией из растворов.

Растворимость жидкостей в воде.

Растворимость газов. Коэффициент абсорбции. Зависимость растворимости газов от температуры и их парциального давления. Законы Генри и Дальтона.

Количественная характеристика состава растворов. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация растворенного вещества, молярная концентрация эквивалентов растворенного вещества, моляльная концентрация, мольная доля растворенного вещества. Расчеты для приготовления растворов различной концентрации. Методика приготовления растворов. Меры предосторожности при работе с концентрированными растворами кислот и щелочей.

Теория электролитической диссоциации

Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Основные положения теории электролитической диссоциации. Работы С. Аррениуса и И. А. Каблукова. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации веществ. Механизм гидратации анионов и катионов. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов. Образование иона гидроксония. Энергетика процесса диссоциации.

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Применение закона действия масс к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации. Взаимосвязь константы диссоциации и степени диссоциации (закон разбавления Оствальда). Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.

Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Основной и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических связей в молекулах. Диссоциация солей.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Концентрация ионов водорода в растворах. Водородный показатель. Водородный показатель биологических жидкостей. Значение постоянства величин рН в химических и биологических процессах.

Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Реакции в растворах электролитов (ионные реакции). Механизм протекания реакций в растворах электролитов. Направленность обменных реакций в растворах электролитов. Правило Бертолле. Использование значений стандартных энтальпий и стандартных изобарных потенциалов для оценки направленности ионных реакций.

Протолитическая теория кислот и оснований (И. Бренстед и Т. Лоури). Протолиты. Протолиз. Кислота, основание, амфолит с точки зрения протолитической теории.

Теория кислот и оснований Льюиса.

Гидролиз солей как протолитический процесс. Различные случаи гидролиза солей. Реакция среды в водных растворах солей. Обратимый и необратимый гидролиз солей.

Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза. Объяснение механизма процесса гидролиза солей с позиций протолитической теории. Роль гидролиза в биологических, химических процессах и процессах выветривания минералов и горных пород.

Окислительно-восстановительные реакции. Электродные потенциалы. Электролиз

Реакции, идущие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Электронная теория окисления С. А. Дайна и Л. В. Писаржевского. Окисление и восстановление. Окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного баланса и электронно-ионный. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов.

Взаимодействие металлов с кислотами и солями в водных растворах как окислительно-восстановительный процесс. Получение электрического тока при химических реакциях. Понятие о гальваническом элементе. Возникновение скачка потенциала на границе раздела металл / водный раствор его соли. Водородный электрод сравнения. Стандартные электродные потенциалы. Зависимость электродного потенциала металла от концентрации его ионов в растворе. Работы Н.Н. Бекетова. Электрохимический ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Ряды Латимера. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах. Значение реакций окисления-восстановления в живой и неживой природе. Окислительно-восстановительные процессы в производстве.

Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение.

Общая характеристика неметаллов

Положение неметаллов в периодической системе. Простые вещества, образованные типичными неметаллами, их физические и основные химические свойства. Отношение неметаллов к окислителям и восстановителям. Неметаллы в природе.

Общая характеристика металлов

Положение металлов в периодической системе. Металлы в свободном состоянии. Металлическая связь, металлическая кристаллическая решётка. Физические свойства металлов. Химические свойства металлов, их восстановительная активность.

Формы нахождения металлов в природе. Металлические руды. Получение металлов. Понятие о пирро-, гидро- и электрометаллургии. Важнейшие восстановители, применяемые в металлургии. Аллювиальная руда.

Органическая химия

Введение

Предмет органической химии. Связь органической химии с другими науками. Значение органической химии для народного хозяйства. Основные положения теории химического строения А. М. Бутлерова. Классификация органических соединений.

Электронные представления в органической химии

Электронное строение атома углерода. Теория гибридизации. Первое валентное состояние атома углерода, sp^3 -гибридизация (тетраэдрическая гибридизация). Электронное строение молекулы метана. Второе валентное состояние углерода, sp^2 -гибридизация (плоскостно-тригональная гибридизация). Два вида ковалентной связи: (σ) сигма- и (π) пи-связи. Электронное строение и конфигурация молекулы этилена. Третье валентное состояние углерода, sp -гибридизация (линейная гибридизация). Электронное строение и конфигурация ацетилена.

Взаимное влияние атомов, непосредственно связанных в молекуле и разделённых системой простых связей. Полярность простых связей. Индукционный эффект.

Заместители, вызывающие положительный (+J) и отрицательный (-J) индукционный эффект. Виды распада ковалентной связи: гомолитический и гетеролитический.

Современная классификация органических реакций. Классификация по направлению реакции: реакции присоединения (A), замещения (S) и отщепления (E). Классификация по характеру реагирующих частиц: радикальные (R) и ионные (нуклеофильные (N) и электрофильные (E)).

Предельные углеводороды (алканы)

Общая формула состава алканов. Гомологический ряд. Структурная изомерия. Первичные, вторичные, третичные и четвертичные атомы углерода. Номенклатура алканов: историческая, рациональная (метановая) и систематическая (ИЮПАК).

Способы получения алканов. Природные источники: нефть, газ, их состав, горный воск. Переработка нефти (перегонка нефти, понятие о крекинге нефти). Синтетические методы: восстановление галогенопроизводных и непредельных углеводородов, реакция Вюрца. Физические свойства.

Химические свойства алканов. Реакции замещения. Галогенирование. Цепной радикальный механизм реакции (S_R). Нитрование алканов по М.И. Коновалову. Окисление алканов кислородом воздуха (температурные условия). Получение формальдегида, высших жирных кислот и спиртов. Применение предельных углеводородов.

Непредельные этиленовые углеводороды (алкены)

Общая формула состава алкенов. Гомологический ряд этиленовых углеводородов. Номенклатура алкенов: историческая, рациональная и систематическая. Изомерия структурная (изомерия цепи и положения двойной связи) и пространственная (геометрическая).

Методы получения: крекинг предельных углеводородов, дегидратация спиртов (правило Зайцева). Дегидрогалогенирование галогенопроизводных.

Химические свойства. Реакции присоединения. Гидрирование алкенов (катализаторы: платина, палладий, никель). Присоединение к алкенам галогенов галогеноводородов. Электрофильный механизм реакции галогенирования и гидрогалогенирования этиленовых углеводородов (A_E). Правило Марковникова. Объяснение его поляризацией π -связи (статический фактор). Каталитическая гидратация олефинов.

Реакции окисления. Окисление в мягких условиях, без разрыва углерод-углеродной связи (реакция Е.Е. Вагнера). Окисление с расщеплением двойной связи; окислители, конечные продукты реакции.

Реакции полимеризации. Цепная (линейная) полимеризация. Схема реакции. Практическое значение полимеризационных смол. Полиэтилен. Отдельные представители алкенов. Этилен. Применение в промышленности.

Непредельные ацетиленовые углеводороды (алкины)

Общие представления о строении и свойствах алкинов. Присоединение воды (реакция М.Г. Кучерова). Кислотные свойства ацетилена. Получение ацетиленидов щелочных металлов и серебра.

Диеновые углеводороды (алкадиены)

Общие представления о строении и свойствах алкадиенов. Классификация диеновых углеводородов. Электронное строение бутадиена-1,3. π, π -сопряжение. Особенности диенов с сопряжённым типом двойной связи (1,4-присоединение). Схема реакции полимеризации дивинила и изопрена. Натуральный и синтетический каучуки.

Ароматические углеводороды

Бензол. Причины выделения производных бензола в особую группу органических соединений. Схема σ - и π -связей структуры Кекуле. Ароматическое сопряжение в бензоле (π, π -сопряжение), вид единой π -молекулярной орбитали. Гомологический ряд бензола: толуол и ксилолы. Изомерия боковой цепи у монозамещённых бензола. Изомерия

дизамещённых производных бензола. Номенклатура. Получение ароматических углеводов из каменноугольной смолы. Ароматизация нефтепродуктов.

Химические свойства. Особый характер ароматических углеводов. Лёгкость протекания реакций электрофильного замещения. Механизм реакции электрофильного замещения (S_E2). Нитрование. Галогенирование в ароматическое ядро. Правило ориентации в бензольном ядре для реакций электрофильного замещения. Заместители первого и второго рода (электронодонорные и электроноакцепторные заместители). Гидрирование бензола. Отношение бензола и его гомологов к окислителям.

Важнейшие представители. Бензол, толуол, стирол. Полистирол, его применение.

Понятие об ароматических углеводородах с конденсированными ядрами и их производных. Нафталин, антрацен. Нафтохинон-1,4. Витамин К.

Оксипроизводные углеводов. Одноатомные спирты (алканола)

Функциональная группа спиртов. Гомологический ряд спиртов. Изомерия углеродной цепи и положения функциональной группы. Первичные, вторичные, третичные спирты. Номенклатура систематическая и рациональная.

Способы получения спиртов. Гидролиз галогенопроизводных. Каталитическая гидратация олефинов (газов крекинга нефти). Восстановление альдегидов и кетонов. Брожение сахаристых веществ (биохимический метод).

Физические свойства спиртов. Температуры кипения. Образование межмолекулярных водородных связей.

Химические свойства спиртов. Сравнение кислотных свойств спиртов и воды (индуктивное влияние алкильных радикалов). Замещение атома водорода в гидроксиле на металл (образование алколюлятов). Взаимодействие с галогеноводородными кислотами и галогенопроизводными фосфора. Окисление первичных и вторичных спиртов. Дегидратация спиртов: внутримолекулярная (образование алкенов) и межмолекулярная (образование простых эфиров). Взаимодействие спиртов с минеральными и органическими кислотами (получение сложных эфиров).

Важнейшие представители спиртов. Метиловый спирт, этиловый спирт, способы их получения в промышленности. Цетиловый спирт, мирициловый спирт.

Трёхатомные спирты. Глицерин

Нахождение в природе. Получение глицерина омылением жиров, брожением сахаристых веществ. Физические и химические свойства. Образование глицератов. Сложные эфиры. Тринитрат глицерина (нитроглицерин). Применение глицерина.

Оксипроизводные ароматического ряда. Фенолы

Определение. Номенклатура фенолов. Получение фенола из каменноугольной смолы и каталитическим окислением изопропилбензола (кумольный процесс). Электронное строение фенола с учетом -I- и + M-эффектов. Константы ионизации спирта, фенола и угольной кислоты.

Химические свойства фенола. Кислотные свойства фенола. Образование фенолятов. Реакции алкилирования и ацилирования. Реакции электрофильного замещения в ядре (реакции нитрования и галогенирования), лёгкость их протекания. Применение фенолов.

Альдегиды и кетоны

Функциональная группа — карбонильная (оксо) группа. Гомологические ряды альдегидов и кетонов. Изомерия цепи и положения карбонильной группы. Номенклатура альдегидов (историческая и систематическая) и кетонов (рациональная и систематическая).

Основные способы получения. Окисление и дегидрирование спиртов. Каталитическое декарбоксилирование и дегидратация карбоновых кислот. Гидратация ацетиленовых углеводов (реакция М.Г. Кучерова).

Физические свойства: электронное строение карбонильной группы: полярность группы, дипольный момент её.

Химические свойства. Реакции присоединения. Нуклеофильный механизм реакций присоединения (A_N) цианистого водорода и гидросульфита натрия. Реакционная способность различных альдегидов и кетонов в реакциях нуклеофильного присоединения. Присоединение водорода, воды, спиртов (образование полуацеталей и ацеталей).

Реакции замещения кислорода в карбонильной группе. Реакции с гидроксиламином и гидразином. Окисление альдегидов аммиачным раствором гидроксида серебра и фелинговой жидкостью (качественные реакции).

Качественная реакция на альдегиды — реакция с фуксинсернистой кислотой. Важнейшие представители: муравьиный, уксусный альдегиды, ацетон. Технические способы получения и значение в промышленности.

Карбоновые кислоты Одноосновные предельные карбоновые кислоты

Общая формула состава. Гомологический ряд. Изомерия цепи. Номенклатура кислот, ацилов и ацилатов.

Способы получения. Окисление первичных спиртов и альдегидов. Получение высших карбоновых кислот окислением парафинов. Гидролиз жиров и масел.

Физические свойства. Растворимость в воде, температура кипения. Ассоциация молекул кислот. Межмолекулярные водородные связи. Электронное строение карбоксильной группы. Взаимное влияние карбонильной и гидроксильной групп (p, π -сопряжение).

Химические свойства. Кислотные свойства. Сравнение кислотных свойств минеральных, органических кислот, воды и спиртов. Влияние заместителей на кислотные свойства карбоновых кислот. Константы ионизации муравьиной, уксусной (+J), хлоруксусной (-J) кислот. Получение солей. Мыла. Получение хлорангидридов кислот. Ангидриды кислот.

Амиды. Сложные эфиры органических кислот (реакции этерификации и ацилирования спиртов ангидридами и хлорангидридами кислот).

Важнейшие представители. Муравьиная кислота, уксусная кислота. Получение уксусной кислоты окислением углеводов нефти, окислением ацетальдегида (через реакцию М.Г. Кучерова), уксуснокислым брожением. Пальмитиновая и стеариновая кислоты.

Одноосновные непредельные карбоновые кислоты

Общие представления о строении и свойствах одноосновных непредельных карбоновых кислот. Олеиновая, линолевая и линоленовая кислоты. Биологическое значение.

Жиры. Простые и смешанные триглицериды. Распространение жиров в природе. Биологическая роль жиров.

Предельные двухосновные карбоновые кислоты

Общие представления о строении и свойствах предельных двухосновных карбоновых кислот. Щавелевая кислота. Оксолаты. Нахождение в природе. Малоновая, янтарная и глутаровая кислоты. Биологическое значение.

Оксикислоты Одноосновные двухатомные оксикислоты

Номенклатура. Структурная изомерия. (Изомерия цепи и положения гидроксильной группы). Гликолевая, молочная (α -оксипропионовая и β -оксипропионовая) кислоты.

Оптическая изомерия. Понятие о поляризованном луче света и оптической активности веществ. Асимметрический атом углерода. Примеры оптически активных соединений. Оптическая изомерия молочной кислоты. Проекционные формулы. Оптические антиподы, рацематы, их физико-химические и биологические свойства. Сопоставление конфигурации с $D (+)$ и $L (-)$ -глицериновым альдегидом. Конфигурация и знак вращения. Формула для вычисления числа оптических изомеров.

Способы получения оксикислот из альдегидов, непредельных и галогенозамещённых кислот.

Химические свойства оксикислот как бифункциональных производных. Влияние гидроксильной группы в α -, β - и γ -положении на кислотные свойства. Образование солей и алкоголятов. Простые и сложные эфиры оксикислот. Отношение α -, β - и γ -оксикислот к нагреванию.

Двух- и трёхосновные оксикислоты

Яблочная (оксиянтарная) кислота. Винные (диоксиянтарные) кислоты. Лимонная кислота. Биологическое значение этих кислот.

Оксокислоты (альдегидо-и кетокислоты)

Глиоксалева кислота. Пировиноградная кислота. Биологическое значение этих кислот.

Углеводы

Углеводы. Определение. Общая формула состава. Классификация углеводов.

Моносахариды

Классификация и номенклатура моносахаридов (тетрозы, пентозы, гексозы, альдозы, кетозы). Структурная изомерия (на примере глюкозы и фруктозы) и оптическая. Число асимметрических атомов и стереоизомеров для оксоформулы альдогексоз. Проекционные оксоформулы для *D*(+) и *L*(-)-глюкозы. Сопоставление конфигураций *D*(+)-глюкозы, *D*(-)-фруктозы, *D*(+)-маннозы. Связь с конфигурацией *D*(+)-глицеринового альдегида.

Кольчато-цепная таутомерия. Равновесие в растворах α - и β -*D*-глюкозы. Появление дополнительного асимметрического атома углерода в циклических формах моносахаридов. Диастереоизомеры. Перспективные формулы Хеуорса для циклических форм гексоз (фуранозы и пиранозы). Явление мутаротации.

Химические свойства моносахаридов. Реакции карбонильных форм на примере глюкозы: реакция присоединения H_2 . Реакция окисления (глюконовая и сахарные кислоты). Восстановление моносахаридов. Реакции с участием гидроксильных групп: образование сахаратов, простых и сложных эфиров. Отличие реакционной способности гликозидного гидроксила от других гидроксильных в молекуле моносахарида.

Пентозы: *D*(-)-рибоза. *D*(-)-дезоксирибоза.

Гексозы: глюкоза, манноза, фруктоза.

Дисахариды

Два типа строения дисахаридов и их отличия в химических свойствах (восстанавливающие и невосстанавливающие). Глюкозидо-глюкозид сахарозы (структурная и перспективная формулы). Инверсия и реверсия на примере сахарозы. Глюкозидо-глюкоза: мальтоза, целлобиоза. Проекционные (Колли-Толленса) и перспективные (Хеуорса) формулы. Мутаротация у дисахаридов.

Полисахариды

Биологическое значение. Крахмал. Амилоза и амилопектин. Строение молекул. Химические свойства крахмала. Гидролиз (кислотный и ферментативный). Гликоген. Строение гликогена.

Целлюлоза. Содержание целлюлозы в древесине. Строение целлюлозы. Химические свойства. Гидролиз. Производные целлюлозы (ди- и тринитраты целлюлозы, ацетаты целлюлозы).

Амины

Изомерия (цепи и положения аминогруппы). Номенклатура. Первичные, вторичные, третичные амины, их электронное строение.

Получение аминов из галогенированных алканов (реакция Гофмана) и восстановление нитросоединений (реакция Н. Н. Зинина).

Химические свойства аминов. Сравнение основных свойств аммиака, алифатических аминов и анилина. Образование солей. Алкилирование и ацилирование аминов. Диамины (путресцин, кадаверин). Аминоспирты (коламин, холин), их биологическое значение.

Гетероциклические соединения

Определение. Классификация гетероциклических соединений

Пятичленные гетероциклы

Фуран, тиофен, пиррол. Электронное строение. Распределение электронной плотности в кольце пятичленных гетероциклов. Взаимные превращения фурана, тиофена и пиррола (цикл Ю.И. Юрьева). Сравнение реакционной способности в реакциях электрофильного замещения пиррола, фурана, тиофена и бензола. Реакции нитрования и галогенирования. Кислотные и основные свойства пиррола. Природные соединения, содержащие ядро пиррола. Группа тетрапирролов. Строение порфинового ядра. Гем. Гемин. Гемоглобин, хлорофилл, их функция в организме. Индол. Нахождение его в природных продуктах. Гетероауксаны. Индолилуксусная кислота. Гетероциклы с двумя гетероатомами. Имидазол, гистидин, тиазол.

Шестичленные гетероциклы

Пиридин. Электронное строение. Влияние азота на распределение электронной плотности в кольце. Дипольный момент. Сравнение реакционной способности в реакциях электрофильного замещения пиридина, бензола и пятичленных гетероциклов.

Основные свойства пиридина. Природные соединения, содержащие кольцо пиридина. Витамины РР и В₆. Понятие об алколоидах и их применении (кониин, никотин).

Шестичленные гетероциклы с двумя гетероатомами

Пиримидин. Пиримидиновые основания нуклеиновых кислот (урацил, тимин, цитозин). Конденсированные системы шестичленных гетероциклов. Пурин. Пуриновые основания нуклеиновых кислот (аденин, гуанин).

4.3 Темы для самостоятельного изучения

1. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.
2. Химическая кинетика. Химическое равновесие.
3. Растворы.
4. Окислительно-восстановительные реакции. Электродные потенциалы. Электролиз.
5. Непредельные ацетиленовые углеводороды (алкины).
6. Диеновые углеводороды (алкадиены).
7. Трёхатомные спирты. Глицерин.
8. Оксипроизводные ароматического ряда. Фенолы.
9. Одноосновные непредельные карбоновые кислоты.
10. Предельные двухосновные карбоновые кислоты.
11. Оксикислоты Одноосновные двухатомные оксикислоты.
12. Двух- и трёхосновные оксикислоты.
13. Оксокислоты (альдегидо-и кетокислоты).
14. Дисахариды.
15. Полисахариды.
16. Гетероциклические соединения.

5. Методические рекомендации по организации изучения химии

Требования к знаниям и умениям к занятиям по химии

Тема 1. Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия. Стехиометрические законы.

Важнейшие понятия.

1. Атом, относительная атомная масса. Химический элемент. Молекула, относительная молекулярная масса. Основные понятия стехиометрии: количество вещества, моль, Химический эквивалент, фактор эквивалентности, эквивалентное число. Молярная масса, молярная масса эквивалента, молярный объём, число Авогадро. Простые вещества, аллотропия, сложные вещества. Границы применимости понятия "молекула", дальтониды (стехиометрические соединения), бертолиды (нестехиометрические соединения). 2. Основные положения атомно-молекулярного учения. 3. Формулировки и

сущность основных законов стехиометрии:

- закон сохранения массы и энергии;
- закон постоянства состава вещества;
- закон кратных отношений;
- закон эквивалентов;
- закон Авогадро и следствия из него. Следует уметь.

1. Рассчитывать молярные массы эквивалентов для веществ, участвующих в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях. 2. Проводить расчёты, основанные на взаимосвязи массы, количества и молярной массы вещества; на основе закона Авогадро и следствиях из него и других стехиометрических законов. 3. Вычислять массовые доли элементов в сложном веществе. 4. Определять простейшие и истинные формулы веществ по известным массовым долям элементов и по продуктам сгорания. 5. Проводить расчёты по химическим уравнениям.

Тема 2. Строение атома

Важнейшие понятия.

Электронная оболочка атома. Ядерная модель атома. Протоны, нейтроны, электроны. Нуклиды. Изотопы, изобары, изотоны. Основные положения квантовой механики. Квантование энергии. Корпускулярно-волновой дуализм. Принцип неопределённости. Волновая функция. Атомная орбиталь. Вероятность и плотность вероятности. Квантовые числа. Энергетические уровни и подуровни. Закон Мозли. Принципы заполнения атомных орбиталей атома, электронная ёмкость уровней и подуровней. Правила Клечковского. Свойства изолированных атомов и свойства атомов в соединениях.

Следует уметь.

1. Характеризовать энергетическое состояние электрона в атоме набором квантовых чисел и записывать электронные формулы атомов, составлять электронно-графические схемы атомов. 2. Использовать систему квантовых чисел и принципы заполнения атомных орбиталей для определения числа орбиталей и максимального числа электронов на различных энергетических уровнях и подуровнях. 3. Определять порядок заполнения подуровней электронами на основании сопоставления энергии различных подуровней. 4. Объяснять валентные возможности атомов. 5. Рассчитывать относительную атомную массу элемента по его изотопному составу.

Тема 3. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Периодичность свойств химических элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов

Важнейшие понятия.

Периодический закон. Период, группа, главная и побочная подгруппы. Периодическая система и структура периодической системы. Связь положения химического элемента в периодической системе с

электронным строением его атома. Периодически и не периодически изменяющиеся свойства элементов. Изменение радиусов атомов, энергий ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер; d- и f-сжатие.

Следует уметь.

1. Использовать Периодическую систему Д.И. Менделеева для определения электронных конфигураций атомов элементов. 2. Объяснять особенности электронной конфигурации атомов химических элементов главных и побочных подгрупп. 3. Объяснять закономерности в изменениях радиусов и энергий ионизации атомов в периодах и группах Периодической системы. 4. Давать общую характеристику подгруппы Периодической системы и характеристику химического элемента на основе знаний о строении атома и положения в Периодической системе.

Тема 4. Химическая связь

4.1. Химическая связь

Важнейшие понятия.

Природа химической связи. Современные теории химической связи: теория валентных связей и теория молекулярных орбиталей. Основные типы химической связи: ковалентная, ионная, металлическая и их свойства.

4.2. Теория валентных связей

Важнейшие понятия.

Двухцентровые двухэлектронные связи. Механизмы образования связи. Донорно-акцепторное взаимодействие. Степень окисления и координационное число центрального атома.

Следует уметь.

1. По типу перекрывания атомных орбиталей различать σ -, π - и δ -связи. 2. Оценивать порядок связи по числу σ - и π -связей. 3. Определять степень окисления элементов по формуле вещества. 4. Составлять формулы соединений и сложных ионов по известным степеням окисления образующих их элементов. 5. Различать понятия степени окисления и координационного числа.

4.3. Пространственная конфигурация молекул

Важнейшие понятия.

Координационное число центрального атома молекулы (комплекса). Основные типы полиэдров. Модель отталкивания валентных локализованных электронных пар. Отталкивание электронных пар и пространственная конфигурация молекулы. Валентные углы. Модель гибридизации валентных орбиталей центрального атома молекулы (комплекса). Гибридные орбитали. Гибридизация валентных орбиталей центрального атома и пространственная конфигурация молекул. Простые и кратные связи. Строение молекул и электрический момент диполя.

Следует уметь.

1. Изображать пространственную конфигурацию молекул линейной, угловой, треугольной, тетраэдрической, пирамидальной, бипирамидальной, октаэдрической формы. 2. По формуле простейших молекул определять число σ -связывающих и несвязывающих электронных пар центрального атома и, применяя теорию отталкивания электронных пар, определять пространственную конфигурацию молекул типа AB_3 , AB_2E , AB_4 , AB_3E , AB_2E_2 , AB_5 , AB_4E , AB_3E_2 , AB_6 , AB_5E , AB_4E_2 . 3. Определять наличие или отсутствие электрического момента диполя у молекулы. 4. Применять теорию гибридизации орбиталей центрального атома для описания строения линейной, треугольной, тетраэдрической, тригонально-бипирамидальной, октаэдрической молекул. 5. Различать понятия степени окисления, координационного числа центрального атома молекулы.

4.4. Теория молекулярных орбиталей

Важнейшие понятия.

Молекулярные орбитали. Связывающая и разрыхляющая области в молекулярном ионе H_2^+ . Перекрывание атомных орбиталей. Связывающая орбиталь. Разрыхляющая орбиталь. σ -, π -орбитали. Порядок, длина, энергия связи. Кривая полной энергии для молекулы.

Следует уметь.

1. Объяснять природу химической связи и выделение энергии при образовании молекул из атомов. 2. Строить энергетические диаграммы молекулярных орбиталей для двухатомных молекул и молекулярных ионов, образованных элементами малых периодов периодической системы. 3. По характеру заполнения

электронами орбиталей определять порядок связи в молекуле; устанавливать зависимость между порядком связи и энергией связи, ее длиной; различать пара- и диамагнитные молекулы.

4.5. Межмолекулярные взаимодействия и типы кристаллических решёток

Важнейшие понятия.

Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия. Водородная связь: внутримолекулярная и межмолекулярная. Типы кристаллических решёток: ионная, молекулярная, атомная, металлическая.

Следует уметь.

1. Объяснять зависимость свойств веществ от типа кристаллической решётки. 2. Объяснять влияние водородной связи и межмолекулярных взаимодействий на свойства веществ. 3. Объяснять роль водородной связи в биологических процессах.

Тема 5. Энергетика и направленность химических превращений

5.1. Энергетика химических процессов

Важнейшие понятия.

Система. Внутренняя энергия. Работа. Энтальпия. Тепловой эффект реакции. Закон Гесса. Энергетическая диаграмма реакции и фазового превращения. Стандартное состояние. Стандартная энтальпия образования. Энергия химической связи и кристаллической решетки. Энтальпия гидратации ионов.

Следует уметь.

1. Отличать характер изменения энтальпии системы при экзо- и эндотермическом процессе. 2. Понимать влияние прочности химических связей в продуктах реакции и исходных веществах на тепловой эффект реакции. 3. Формулировать понятие «энтальпия (теплота) образования вещества». 4. Составлять энтальпийные диаграммы и вычислять энтальпию процесса, пользуясь законом Гесса. 5. Вычислять энтальпию реакции по энтальпиям образования исходных и конечных продуктов реакции.

5.2. Направление химической реакции

Важнейшие понятия.

Самопроизвольные процессы. Обратимые процессы. Энтропия и неупорядоченность системы. Энтропийный и энтальпийный факторы и направление процесса. Энергия Гиббса и самопроизвольное протекание реакций. Стандартные условия. Энергия Гиббса образования вещества.

Следует уметь.

1. Предвидеть характер изменения энтропии ($\Delta S < 0$, $\Delta S > 0$ или $\Delta S \sim 0$) в реакции по ее уравнению и агрегатному состоянию исходных веществ и продуктов. 2. Вычислять изменение энтропии в реакции, исходя из значений энтропии исходных веществ и продуктов реакции. 3. Вычислять изменение стандартной энергии Гиббса реакции по значениям стандартной энергии Гиббса образования веществ-реагентов и продуктов. 4. Вычислять ΔG по известным значениям ΔH и ΔS для заданной температуры. 5. Определять влияние температур на направление химического процесса, если известны знаки при ΔH и ΔS .

Тема 6. Химическая кинетика.

6. 1. Скорость химической реакции

Важнейшие понятия.

Скорость химической реакции. Химическое равновесие. Константа скорости химической реакции. Активные молекулы, энергия активации. Катализ. Катализаторы. Зависимость скорости реакции от различных факторов. Закон действия масс. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.

6.2. Константа равновесия

Важнейшие понятия.

Динамическое равновесие. Константа химического равновесия. Взаимосвязь константы равновесия и энергии Гиббса. Влияние на константу равновесия температуры. Принцип Ле-Шателье. Влияние концентрации реагентов, температуры и давления на состояние равновесия.

Следует уметь.

1. Записывать выражение для константы равновесия по уравнению реакции для гомогенной и гетерогенной систем. 2. Вычислять значение константы равновесия по

значениям равновесных концентраций реагентов. 3. Использовать принцип Ле-Шателье для определения условий (температура, давление) смещения химического равновесия в сторону выхода продукта реакции. 4. Вычислять AG_0 по значению K и наоборот. По величинам AG_0 и K оценивать глубину протекания процесса в данном направлении. 5. Рассчитывать температуру равновесного состояния системы, используя уравнение: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

Тема 7. Теория электролитической диссоциации

7.1. Гомогенное равновесие в растворах электролитов

Важнейшие понятия.

Кислота и основание. Константа ионизации кислот и оснований. Ступенчатая ионизация. Сильные и слабые кислоты и основания. Константа ионизации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Индикаторы.

Следует уметь.

1. Записывать уравнение ионизации кислоты по ступеням и выражение константы ионизации каждой ступени. 2 По значениям K_a и pK_a , K_b и pK_b сравнивать силу кислот и оснований 3. Объяснять влияние прочности связи Н—Э на силу бескислородных кислот и влияние числа кислородных атомов на прочность связи Н—О и силу кислородсодержащих кислот. Классифицировать кислородсодержащие кислоты по их силе. 4. Пользоваться кислотно-основными индикаторами и pH-метром для определения кислотности раствора. 5. Вычислять концентрацию ионов H^+ и OH^- по значению pH, и наоборот.

7.2. Гетерогенное равновесие в растворах электролитов

Важнейшие понятия.

Химическое равновесие в гетерогенной системе. Константа равновесия, ее выражение. Произведение растворимости. Кривая растворимости вещества

Следует уметь.

1 Приготовить насыщенные растворы 2 Вычислять растворимость вещества по заданному значению ПР и вычислять ПР по данным о растворимости. 3 Объяснять влияние температуры на растворимость веществ в зависимости от энтальпии процесса. 4. Пользоваться справочниками для оценки растворимости данных веществ.

7.3. Реакции без изменения степени окисления элементов

Важнейшие понятия.

Реакции ионного обмена и условия их одностороннего протекания. Гидролиз солей. Гидролиз веществ, не распадающихся в растворе на ионы. Образование многоядерных комплексов при гидролизе. Сольволиз. Реакция нейтрализации.

Следует уметь.

1. Предсказывать возможность осуществления ионных реакций и записывать их уравнения. 2. Для проверки высказанного предположения пользоваться значениями AG и K . 3. Сравнивать относительную склонность к гидролизу ионов в зависимости от их заряда и размера. 4. Связывать склонность к гидролизу анионов и катионов с силой соответствующих кислот и оснований, значениями K и pK соответствующих ступеней ионизации кислот и оснований. 5. Отражать процесс гидролиза с помощью ионных и полных уравнений, объяснять влияние температуры, концентрации ионов H^+ , OH^- , одноимённых ионов на смещение ионного равновесия.

Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции. Электродные потенциалы

Важнейшие понятия.

Степень окисления элемента. Зависимость степеней окисления элементов от их положения в периодической системе Д. И. Менделеева. Реакции с переносом атомов. Реакции с переносом электронов. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель. Восстановитель. Диспропорционирование. Направление окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные потенциалы. Гальванический элемент. Электрохимические окислительно-восстановительные процессы. Электролиз.

Следует уметь.

1. Отличать реакции с изменением и без изменения степени окисления элементов.
2. В окислительно-восстановительных реакциях отличать окислитель, восстановитель.
3. Составлять уравнения реакций и подбирать коэффициенты в них, пользуясь степенями окисления элементов.
4. Составлять уравнения реакций, пользуясь методом полуреакций.
5. Использовать электродные потенциалы полуреакций для предсказания осуществимости окислительно-восстановительных реакций.
6. Вычислять ЭДС гальванического элемента по данным о соответствующих электродных потенциалах полуреакций.
7. Записывать схему электродных процессов на катоде и аноде при электролизе.
8. Понимать взаимосвязь между ЭДС элемента и АГ соответствующей реакции.

Тема 9. Комплексные соединения

9.1. Комплексные соединения: общие положения

Важнейшие понятия.

Комплексы переходных металлов. Комплексообразователь. Лиганды.

Номенклатура координационных соединений.

Следует уметь.

1. Характеризовать состав комплексных соединений. Определять понятия: Комплексообразователь (центральный атом), лиганд, внешняя и внутренняя сфера комплексного соединения, степень окисления и координационное число комплексообразователя.
2. Классифицировать комплексы по характеру заряда и природе лигандов.
3. Составлять названия комплексных соединений.

9.2. Описание комплексов с позиций теории валентных связей (ВС)

Важнейшие понятия.

Теория валентных связей. Донорно-акцепторный механизм образования связи. Пространственная конфигурация комплексов. Координационное число центрального атома и пространственная конфигурация комплекса (тип полиэдра). Гибридизация валентных орбиталей центрального атома (иона) и пространственная конфигурация комплекса.

Следует уметь.

1. По степени окисления определять электронную конфигурацию комплексообразователя.
2. По числу свободных валентных орбиталей комплексообразователя определять его координационное число и возможный тип гибридизации валентных орбиталей.

9.3. Описание комплексов с позиций теории кристаллического поля (КП)

Важнейшие понятия.

Теория кристаллического поля. Расщепление d -уровня в поле лигандов. Параметр расщепления. Низко- и высокоспиновые комплексы. Лиганды сильного и слабого поля. Пара- и диамагнитные комплексы. Спектрохимический ряд лигандов.

Следует уметь.

1. Объяснять расщепление энергетического d -уровня в поле лигандов.
2. Составлять энергетическую диаграмму расщепления d -уровня в октаэдрическом и тетраэдрическом полях лигандов.
3. Распределять электроны иона комплексообразователя по орбиталям в случае высоко- и низкоспинового комплексов.
4. Распределять важнейшие лиганды в спектрохимический ряд.
5. Анализировать влияние на значение параметра расщепления заряда иона комплексообразователя и природы лиганда.

9.4. Химическое равновесие в растворах, содержащих комплексные соединения

Важнейшие понятия.

Химическое равновесие. Константа равновесия. Константа нестойкости комплексов в растворе. Константа устойчивости комплекса в растворе. Комплексы катионного и анионного типа. Их ионизация в растворе. Ступенчатая ионизация. Взаимосвязь изменения энергии Гиббса и константы устойчивости комплекса в растворе. Реакции замещения лигандов.

Следует уметь.

1. Выразить уравнением реакции образование и ионизацию комплексов в растворе.
2. Составлять выражение константы образования (константы устойчивости) и константы ионизации (константы нестойкости) комплекса.
3. Рассчитывать значения константы нестойкости (устойчивости) по значениям равновесных концентраций реагентов.
4. Рассчитывать AG_0 по известным значениям $K_{\text{ВСТ}}$ и $K_{\text{нест}}$ и наоборот.

Тема 10. Химия элементов

10.1. Элементы главных подгрупп: общие закономерности

Важнейшие понятия.

Строение атомов s- и p- элементов. Их валентные электроны и орбитали. Влияние эффекта экранирования и проникновения электронов к ядру на характер изменения атомных и ионных радиусов s- и p- элементов в периодах и подгруппах. Характер изменения в периодах и подгруппах энергии ионизации атомов s- и p- элементов. Внутренняя и вторичная периодичность. Характерные степени окисления и отвечающие им типы соединений.

Следует уметь.

1. По электронной конфигурации атома предсказывать возможные степени окисления элемента.
2. Объяснять характер изменения в периодах и подгруппах радиусов атомов, характерных координационных чисел и устойчивых степеней окисления элементов.

10.2. Элементы побочных подгрупп: общие закономерности

Важнейшие понятия.

Строение атомов переходных элементов. Их валентные орбитали и электроны; степени окисления. Влияние эффектов экранирования и проникновения электронов к ядру на характер изменения атомных и ионных радиусов элементов в периодах и подгруппах, d- и f-сжатие. Характер изменения в периодах и подгруппах энергии ионизации атомов d- и f-элементов. Влияние лантаноидного сжатия на свойства d-элементов VI периода. Влияние степени окисления на кислотно-основные свойства соединений (d-элементов). Сходство и различие свойств (f-элементов и s- и p-элементов).

Следует уметь.

1. В общем характеризовать строение атомов d-элементов и отличия их от s- и p-элементов.
2. Записывать с помощью формул электронные конфигурации атомов и ионов (f-элементов в зависимости от их положения в периодической системе).
3. Анализировать зависимость атомного радиуса и энергии ионизации (E_1 , E_2 , E_3) в ряду Sc—Zn от порядкового номера элемента.
4. Оценивать изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов элемента с ростом его степени окисления

6. Учебно-методическое обеспечение дисциплины

а) основная литература:

1. Гельфман М. И. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие для вузов / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. - Электронные текстовые данные – 2-е изд., стер. – Москва: Лань, 2009. - Режим доступа: <http://e.lanbook.com/view/book/4032/>
2. Глинка Н. Л. Общая химия: учебное пособие / Н. Л. Глинка. - Москва : КНОРУС, 2009. – 752 с.
3. Павлов Н. Н. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебник для вузов / Н. Н. Павлов. - Электронные текстовые данные – 3-е изд., испр. и доп. – СПб.: Лань, 2011. – Режим доступа: <http://e.lanbook.com/view/book/4034/>
4. Пресс И. А. Основы общей химии для самостоятельного изучения [Электронный ресурс]: учебное пособие / И.А. Пресс. - 2-е изд., перераб. - Электронные текстовые данные – СПб: Лань, 2012. – Режим доступа: <http://e.lanbook.com/view/book/4035/>
5. Практикум по общей и неорганической химии: учебное пособие для вузов / В. В. Батраков, Э. Г. Зак, Н. И. Гоголевская [и др.]. - Москва : КолосС, 2007. - 463 с.:ил.

6. Будяк Е. В. Общая химия [Электронный ресурс] : учебно-методическое пособие / Е.В. Будяк - Электронные текстовые данные – СПб.: Лань, 2011.- Режим доступа:<http://e.lanbook.com/view/book/4023/>.

- 1 Глинка Н. Л. Общая химия: учеб. пособие / Н.Л.Глинка. - М.: КНОРУС, 2009. – 752 с.
- 2 Общая химия: Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учеб. для вузов/ под ред. Ю. А. Ершова. - М.: Высшая школа, 2005. – 560 с.
- 3 Батраков В.В. Практикум по общей и неорганической химии / В.В. Батраков, Э.Г. Зак, Н.И. Гоголевская [и др.].-М.: КолосС, 2007.- 463 с.:ил.
- 4 Иванов В.Г. Органическая химия / В.Г. Иванов, В.А. Горленко, О.Н. Гева. – М.: Мастерство, 2005 – 621 с.

б) дополнительная литература:

- 1 Лидин Р. А. Задачи по общей и неорганической химии / Р. А.Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева; под ред. Р. А. Лидина . – М.: Владос, 2004. – 383 с.
- 2 Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для химико-технол. спец. вузов / Н.С.Ахметов.- 4-е изд., испр. - М.: Высшая школа: Академия, 2002. – 743 с.
- 3 Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича и Х. М. Рубиной. – М.: Интеграл - Пресс, 2002. – 240 с.
- 4 Ахметов Н. С. и др. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии: Учеб. пособие для химико-технологических вузов / Под ред. Н. С. Ахметова. – Изд. 3-е, перераб. и доп. – М.: Высшая школа, 1999. – 368 с.
- 5 Беляева И. И., Сутягин Е. И. и др. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии. Учеб. пособие для студентов пед. ин-тов по спец. "Химия и биология" / И. И. Беляева, Е. И. Сутягин, В. Л. Шелепина. – М.: Просвещение, 1989. – 191 с.
- 6 Бокий Г. Б., Голубкова Н. А. Введение в номенклатуру ИЮПАК: Как назвать химическое соединение. – М.: Наука, 1989. – 184 с.
- 7 Хаханина Т. И. Неорганическая химия: учеб. пособие для вузов по техническим специальностям / Т. И. Хаханина, Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. - М.: Юрайт, 2010. – 288 с.
- 8 Пузаков С. А. Сборник задач и упражнений по общей химии: учеб. пособие / С. А. Пузаков, В. А. Попков, А. А. Филиппова. - М.: Высшая школа, 2004. – 255 с.
- 9 Карапетьянц М. Х., Дракин С. И. Общая и неорганическая химия. Учебник для вузов. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Химия, 1993 – 592 с.

7. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Специализированная химическая лаборатория общей и неорганической химии, лаборатория органической химии и высокомолекулярных соединений, аналитические весы, посуда и химические реактивы, справочные таблицы, рН-метр, прибор электролиза солей, прибор для изучения скорости химических реакций, прибор для изучения электропроводности, аппарат Кипа, газометры.

8. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины

Общая химия

Атомно-молекулярное учение. Законы стехиометрии

Вариант 1. Законы эквивалентов

1. При нагревании 8,0 г металла с серой образовалось 10 г сульфида металла. Определите металл.
2. Массовая доля брома в бромиде металла равна 86,957 %. Определите молярную массу эквивалента металла. Определите металл.
3. Рассчитайте молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя в следующих реакциях:
$$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2 = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2$$
$$\text{HNO}_3 + \text{Zn} = \text{NO}_2 + \dots$$
4. Вычислите молярную массу эквивалента фосфора в его фторидах: PF_3 и PF_5 .
5. 15,336 г мышьяковой кислоты нейтрализовано 6,696 г Na_2O . Рассчитайте молярную массу эквивалента кислоты, определите формулу образовавшейся соли.

Вариант 1. Газовые законы

- 1). Вычислите объем, который занимает 21,25 г сероводорода (н. у.).
- 2). Определите массу кислорода, который при 77°C и давлении 145,495 кПа, занимает объем, равный 4 л.
- 3). Какой объем займут $2,1672 \cdot 10^{23}$ молекул метана при 17°C и давлении 108,5 кПа?
- 4). Под давлением 100 кПа и при температуре 280 К азот занимает объем, равный 14 л. Вычислите, каким будет конечное давление, если при повышении температуры до 300 К сжать азот до 10 л.
- 5). Плотность некоторого газа по аргону 0,7. Определите плотность этого газа в г/л.
- 6). Какой объем 25%-го раствора КОН ($\rho = 1,24$ г/мл) требуется для полной нейтрализации 10 л диоксида углерода, находящегося при 27°C под давлением 116 кПа?
- 7). Газ массой 10,5 г занимает объем 7,84 л. Определите молекулярную формулу газа.

Строение атома и периодический закон. Химическая связь

Вариант 1. Строение атома

1. Укажите группы и подгруппы, для которых характерны конфигурации:
а) ns^2np^2 ; б) $(n-1)d^2ns^2$; в) ns^1 .
2. Напишите полные электронные формулы атомов: Si, P, K, Mg, Mn и схемы для валентных электронов.
3. Напишите электронные формулы ионов: P^{3-} , Cl^- , K^+ , Ca^{2+} .
4. Объясните валентные возможности атомов: B, O, S.
5. На основании электронных формул определите элемент, напишите полные электронные формулы:
а) $3d^14s^2$; б) $3s^23p^4$.

Вариант 1. Химическая связь

1. В каком из соединений полярность связи Э-Э₁ наибольшая? Объясните почему.
а) HCl, HF в) NaCl, PCl₃
б) Na₂O, Fe₂O₃ г) N₂O₃, P₂O₃
2. Как изменяется длина связи Э-Н в ряду водородных соединений элементов VII группы главной подгруппы? Ответ поясните.
3. Пользуясь правилами нахождения степени окисления, определите ее в следующих молекулах: KMnO₄, K₂MnO₄, H₂MnO₃, MnS, O₂, MnSO₃, K₂S₂O₅, Mn₂O₃, H₂SiO₃, H₄SiO₄.

Энергетика и направленность химических процессов. Химическая кинетика

Вариант 1. Химическая термодинамика

1. Для полного разложения некоторого количества дихромата калия потребовалось 99,5 кДж теплоты. Рассчитайте массу образовавшегося при этом кислорода. Теплоты образования $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 и Cr_2O_3 равны 2068, 1398 и 1141 кДж/моль, соответственно.
2. При сгорании 16 г углерода в избытке кислорода выделяется 525,1 кДж теплоты, а при сгорании 18,35 л CO (при 25° С и давлении 101,3 кПа) выделяется 212,4 кДж теплоты. Рассчитайте теплоту образования CO.
3. При сгорании 3,0 г этана выделилось 156 кДж теплоты. При сгорании 17,2 г смеси пентана и гептана выделилось 840 кДж теплоты. Каково молярное соотношение пентана и гептана в смеси, если известно, что в гомологическом ряду алканов теплота сгорания увеличивается на 660 кДж на каждый моль CH_2 -групп?
4. При полном окислении смеси этана и пропана выделилось 157,8 кДж теплоты. Для полного поглощения выделившегося оксида углерода (IV) потребовалось 68,9 мл 20 %-го раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,22$ г/мл). Определите объемные и массовые доли газов в исходной смеси, массовую долю карбоната натрия в растворе. Энтальпии сгорания этана и пропана соответственно равны –1560 кДж/моль и –2220 кДж/моль.
5. Вычислите энтальпию образования хлорида магния, если при хлорировании 16 г смеси магния и хрома в молярном соотношении 1:2 выделяется 222,5 кДж теплоты, а энтальпия образования хлорида хрома (III) равна –570 кДж/моль.
6. Вычислите изменение энтальпии, энтропии, энергии Гиббса и температуру термодинамического равновесия для реакции взаимодействия аммиака с хлороводородом.

Элементы главных подгрупп периодической системы (*s*- и *p*-элементы)

1. Напишите уравнения реакций (молекулярные, ионные, окислительно-восстановительные), с помощью которых можно осуществить следующие превращения: оксид азота (IV) $\rightarrow$ азотная кислота $\rightarrow$ нитрат натрия $\rightarrow$ кислород $\rightarrow$ оксид серы (IV) $\rightarrow$ сульфит калия.
2. Напишите уравнения реакций в молекулярном виде:
а) $\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$; б) $\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S}$.
3. При разложении 19,7 г смеси гидроксидов цинка и меди (II) образуется 16,1 г смеси их оксидов. Вычислите массовые доли оксидов в смеси.
4. Сплав цинка с магнием массой 17,8 г растворили в избытке серной кислоты, при этом выделилось 8,96 л водорода(н.у). Рассчитайте содержание металлов в сплаве (в процентах по массе).
5. В 219,5 мл воды растворили 80,5 г декагидрата сульфата натрия. Какова массовая доля сульфата натрия в полученном растворе?
6. Сколько по массе гексагидрата хлорида кальция и воды необходимы для приготовления 300 мл 20%-го раствора хлорида кальция (плотность 1,177 г/мл) ?
7. Какой объем 20%-го раствора соляной кислоты (плотность 1,1 г/мл) вступит в реакцию с 9,6 г смеси алюминия и железа, если при этом выделяется 8,4 л водорода? Каковы массовые доли металлов в смеси?

Растворы. Теория электролитической диссоциации. Окислительно-восстановительные реакции

Вариант 1. Электролитическая диссоциация. Обменные реакции. Гидролиз солей.

1. Напишите эмпирические и графические формулы химических соединений и уравнения их диссоциации в водных растворах:
- | | |
|--------------------------|------------------------------|
| а) ортофосфорная кислота | б) селенистая кислота |
| в) гидросульфат натрия | г) дигидроортофосфат аммония |

- д) хлорид гидроксида кальция е) сульфат алюминия

2. Определите возможность протекания реакций в водном растворе и напишите их уравнения:

- а) гидроксид натрия + нитрат железа (II)
б) Хлорид аммония + гидроксид кальция
в) ацетат кальция + серная кислота
г) сульфид цинка + серная кислота
д) сульфат гидроксиалюминия + гидроксид натрия (избыток)
е) малахит + серная кислота

3. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде

- а) сульфид натрия + соляная кислота
б) хлорид железа (III) + нитрат серебра
в) карбонат бария + уксусная кислота
г) хлорид хрома (III) + гидроксид натрия (изб.)
д) карбонат гидроксомеди (II) + серная кислота
е) нитрат свинца (II) + сероводород

4. Из нижеперечисленных солей выберите соли, подвергающиеся гидролизу. Напишите ионные и молекулярные уравнения и укажите характер среды:

- а) хлорид магния б) ортофосфат кальция в) ортофосфат калия
г) сульфид хрома (III) д) сульфат цинка

Предложите три вещества, добавление которых к раствору нитрата алюминия приведет к усилению или ослаблению гидролиза этой соли.

5. Вычислите массовые доли веществ, образующихся при взаимодействии 131,84 мл 20%-го раствора ортофосфорной кислоты ($\rho = 1,115$ г/мл) и 82 мл 20%-го раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,22$ г/мл).

6. К 17,24 г смеси бромида и йодида натрия, растворенной в воде, добавили нитрат серебра и получили 29,14 г осадка. Определите состав исходной смеси в процентах по массе.

7. При обработке 24,65 г смеси малахита и оксида меди (II) раствором серной кислоты, выделился газ объемом 1,68 л. Определите массовые доли компонентов смеси и объем раствора серной кислоты концентрацией 2,5 моль/л, вступившей в реакцию.

Комплексные соединения

1. Каков механизм образования донорно-акцепторной связи? Укажите донор и акцептор в следующих комплексных ионах: $[\text{SiF}_6]^{2-}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{HgI}_4]^{2-}$.

2. Какая гибридизация проявляется при образовании комплексных ионов $[\text{FeF}_6]^{4-}$ и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$? Каково пространственное строение этих комплексных ионов? Как метод валентных связей объясняет магнитные свойства и реакционную способность этих ионов?

3. Орбитали каких энергетических уровней в ионе Cr^{3+} принимают участие в образовании химической связи в комплексном ионе $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$? Каково пространственное строение имеет этот ион?

4. Как метод ВС объясняет пространственное строение и магнитные свойства следующих комплексных ионов: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{AuCl}_4]^-$, $[\text{NiF}_6]^{4-}$?

5. Какие из комплексных ионов наиболее реакционно способны: $[\text{PtCl}_6]^{2-}$, $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{NiF}_6]^{4-}$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$?

6. Какие из перечисленных комплексных соединений диамагнитны, а какие парамагнитны: $\text{Na}[\text{AgCl}_2]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3$, $\text{Na}_4[\text{NiF}_6]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$?
7. Как происходит расщепление энергетических уровней орбиталей под действием электростатического поля лигандов в случае комплексных соединений $\text{K}_2[\text{NiCl}_4]$ и $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$? Что такое энергия расщепления, от чего она зависит?
8. Какие из перечисленных комплексных соединений окрашены и какие бесцветны: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_4](\text{NO}_3)_3$, $\text{Na}[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]$, $\text{Ca}[\text{Al}(\text{OH})_5\text{H}_2\text{O}]$, $\text{Na}_3[\text{V}(\text{SCN})_6]$, $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$?
9. С помощью метода молекулярных орбиталей изобразите электронную конфигурацию низкоспинового комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ и высокоспинового комплексного иона $[\text{FeF}_6]^{4-}$.
10. Изобразите электронную конфигурацию комплексных ионов $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ и $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$ с помощью метода ВС и молекулярных орбиталей. За счет каких орбиталей происходит образование сигма-связей?
11. Назовите следующие комплексные соединения: $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{NO}_3)_4\text{Cl}_2]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_3$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_3$, $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$, $\text{K}_4[\text{CoF}_6]$.
12. Напишите формулы следующих соединений: триоксалатокобальтата (III) натрия, хлорида дибромотетраамминплатины (IV), тетрароданодиахромотата (III) калия, сульфата пентаамминаквокелья (II), нитрата карбонатотетраамминхрома (III).
13. Приведите примеры катионных и анионных комплексных соединений для Cr^{3+} и дайте их название. Координационное число хрома равно 6.
14. Напишите формулы следующих комплексных соединений: тетрацианоцинкаттетраамминмеди (II), триоксалатородиата (III) калия, хлорид бромтетраамминхромотата (III), трихлоротриамминкобальта (III). К какому типу относится каждое из комплексных соединений?
15. Представьте координационные формулы следующих соединений: $2\text{NH}_4\text{Cl} \cdot \text{PtCl}_4$, $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{CuC}_2\text{O}_4$, $\text{KCl} \cdot \text{AuCl}_3$, $2\text{Ca}(\text{CN})_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$, $(\text{NH}_4)_4 \cdot \text{Fe}(\text{SO}_4)_2$.
16. Составьте формулы ацидокомплексных соединений ванадия (III) с ионами F^- , SCN^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} в качестве лигандов. Координационное число V^{3+} равно 6. Дайте название полученным комплексным соединениям.
17. Приведите примеры проявления координационной емкости лигандов Br^- , OH^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, en для комплексных соединений Ni^{2+} . Координационное число никеля равно 6.
18. Назовите каждое из следующих комплексных соединений: $\text{K}_4[\text{Ni}(\text{CN})_7]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{SCN})\text{Cl}](\text{NO}_3)_2$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_2]\text{Cl}_2$.
19. Для каких из комплексных соединений может быть характерна цис- и транс-изомерия: хлорида фторотриаквомеди (II), дихлоротетраамминплатины (II), тетранитродиаамминкобальтата (III) калия, дибромодиоксалатоиридата (III) натрия?
20. Составьте соответствующие уравнения реакций, с помощью которых можно получить бромид бромопентаамминкобальта (III), исходя из $\text{CoBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

21. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$, если исходными веществами являются безводный нитрат никеля (II) и аммиак.
22. Какая масса соли тетраамминмеди (II) получится при взаимодействии 10 г сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ с 0,2 л раствора аммиака, в котором массовая доля аммиака равна 20 %, а плотность этого раствора равна 923 кг/м^3 ?
23. Используя явление трансвлияния лигандов в комплексных соединениях платины (II), составьте уравнения реакций, с помощью которых можно получить транс- $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)(\text{CN})\text{Cl}_2]$, *цис*- $[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_2]$, *транс*- $[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})(\text{NO}_2)\text{Cl}_2]$, если исходным веществом является тетрахлоро-(II)платинат калия.
24. Какой изомер дихлородиамминплатины (II) получится при нагревании хлорида тетраамминплатины (II)?
25. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно получить транс- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2]\text{SO}_4$ исходя из $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ и H_2O_2 , а также $\text{K}[\text{Pt}(\text{C}_2\text{H}_4)\text{Cl}_2]$ исходя из $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ и C_2H_4 .
26. Определите степень окисления иона-комплексобразователя в следующих комплексных соединениях: $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$, $\text{Al}[\text{Au}(\text{CN})_2\text{I}_2]_3$, $\text{K}_4[\text{Mo}(\text{CN})_8]$, $\text{Na}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_2(\text{C}_2\text{O}_4)]$.
27. Роданид калия KSCN при добавлении к раствору соли $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ связывает ион Fe^{3+} в родановое железо, а при добавлении к раствору соли $3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$ не связывает. Какая из этих солей двойная и какая комплексная? Приведите уравнения диссоциации обеих солей в водных растворах.
28. Какая масса нитрата серебра необходима для осаждения хлора, содержащегося в 0,3 л раствора комплексной соли состава $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ с молярной концентрацией эквивалентов 0,01 моль/л. Координационное число хрома равно 6.
29. На комплексные соединения $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$ и $\text{PtCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3$ действовали раствором AgNO_3 . На 1 моль одного соединения для осаждения хлора израсходовано 2 моль AgNO_3 , а на 1 моль второго соединения — 1 моль AgNO_3 . Напишите координационные формулы этих соединений, если координационное число Pt^{4+} равно 6. Составьте уравнения реакций взаимодействия этих солей с раствором нитрата серебра в молекулярном и молекулярно-ионном виде.
30. Напишите координационные формулы соединений $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{KNO}_2$, $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{KNO}_2 \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3$, если координационное число кобальта 6. Составьте уравнения диссоциации этих соединений.
31. Роданид хрома образует с аммиаком соединения состава: $\text{Cr}(\text{SCN})_3 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{Cr}(\text{SCN})_3 \cdot 3\text{NH}_3$, $\text{Cr}(\text{SCN})_3 \cdot 5\text{NH}_3$. Хлорное железо связывает $1/3$ роданид-иона, содержащегося в первом соединении и $2/3$ — в третьем соединении. При добавлении раствора FeCl_3 к раствору второй соли характерного красно-красного окрашивания не появляется. Измерение электрической проводимости растворов этих соединений показывает, что первое соединение в водном растворе распадается на два, а третье — на три иона. Раствор второго соединения электрического тока не проводит. Изобразите

координационные формулы этих соединений. Напишите уравнения диссоциации этих солей.

32. Координационное число Os^{4+} и Ir^{4+} равно 6. Составьте координационные формулы и напишите уравнения диссоциации в растворе следующих комплексных соединений этих металлов: $2\text{NaNO}_2 \cdot \text{OsCl}_4$, $\text{Ir}(\text{SO}_4)_2 \cdot 2\text{KCl}$, $\text{OsBr}_4 \cdot \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $2\text{RbCl} \cdot \text{IrCl}_4$, $2\text{KCl} \cdot \text{Ir}(\text{C}_2\text{O}_4)_2$.

33. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций обмена, происходящих между:
а) гексацианоферратом (II) калия и сульфатом меди; б) гексацианокобальтатом (II) натрия и сульфатом железа; в) гексацианоферратом (III) калия и нитратом серебра; г) гексахлороплатинатом (II) натрия и хлоридом калия. Образующиеся в результате реакции комплексные соединения нерастворимы в воде.

34. Имеется комплексная соль состава $\text{Ba}(\text{CN})_2 \cdot \text{Cu}(\text{SCN})_2$. При действии раствора серной кислоты весь барий осаждается в виде сульфата бария. Напишите координационную формулу этой соли. Какая масса комплексной соли содержалась в растворе, если во взаимодействие вступило 0,125 л раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента серной кислоты 0,25 моль/л?

35. На осаждение ионов брома из раствора комплексной соли $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$ израсходовано 0,025 л раствора нитрата серебра с массовой долей последнего, равной 10% (плотность 1088 кг/м³). Какая масса комплексной соли содержалась в растворе?

36. Вычислите молярные массы эквивалентов комплексных солей $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{I}_3$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{I}]\text{I}_2$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{I}_2]\text{I}$; в реакции с раствором нитрата серебра.

37. Вычислите концентрацию ионов серебра в 0,1 моль/л $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, если константа неустойчивости комплексного иона равна $5,89 \cdot 10^{-8}$. Раствор соли содержит 5 г/л аммиака.

38. Константа неустойчивости иона $[\text{CdI}_4]^{2-}$ составляет $7,94 \cdot 10^{-7}$. Вычислите концентрацию ионов кадмия в 0,1 моль/л $\text{K}_2[\text{CdI}_4]$, Содержащем 0,1 моль йодида калия в 1 л раствора.

39. Константа неустойчивости иона $[\text{AlF}_6]^{3-}$ равна $1,45 \cdot 10^{-20}$. Какая масса алюминия в виде ионов содержится в 0,25 л 0,24 моль/л $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, в котором находится и 2,5 г фторида калия?

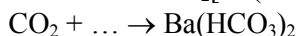
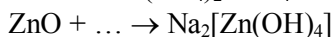
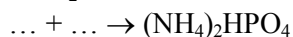
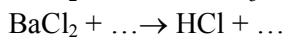
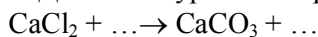
40. Определите концентрацию ионов цинка в 0,5 л 0,05 моль/л $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$, содержащем 0,05 моль цианида калия. Степень диссоциации цианида калия равна 85 %.

41. Константа неустойчивости иона при 25 °C равна $7,08 \cdot 10^{-16}$. Рассчитайте энергию Гиббса процесса $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} = \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$ и покажите, какая реакция может протекать самопроизвольно в растворе, содержащем эти ионы.

Классификация и номенклатура неорганических соединений

Вариант 1

1. Допишите уравнения реакций, идущих до конца:





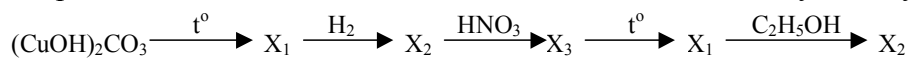
2. Назовите следующие соединения: $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, SnO , SnO_2 , $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$, FeCl_2 , KMnO_4 , KPO_3 , K_3PO_4 , KH_2AsO_4 , $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$, BeO , SO_3 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$. Какие из них реагируют с HCl ? С KOH ? Напишите соответствующие уравнения реакций и укажите условия их проведения.
3. Приведите примеры основных или кислотных оксидов, если таковые имеются, соответствующие соединениям: HClO , $\text{Sc}(\text{OH})_3$, H_2CO_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, HMnO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_3VO_4 , HF , NaOH , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, H_2S , H_2SeO_4 , H_2SeO_3

Элементы главных подгрупп периодической системы (*s*- и *p*-элементы)

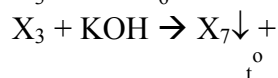
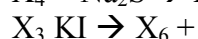
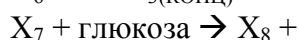
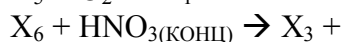
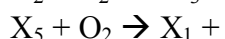
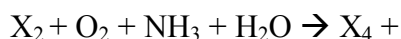
1. Напишите уравнения реакций (молекулярные, ионные, окислительно-восстановительные), с помощью которых можно осуществить следующие превращения: оксид азота (IV) $\rightarrow$ азотная кислота $\rightarrow$ нитрат натрия $\rightarrow$ кислород $\rightarrow$ оксид серы (IV) $\rightarrow$ сульфит калия.
2. Напишите уравнения реакций в молекулярном виде:
а) $\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$; б) $\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S}$.
3. При разложении 19,7 г смеси гидроксидов цинка и меди (II) образуется 16,1 г смеси их оксидов. Вычислите массовые доли оксидов в смеси.
4. Сплав цинка с магнием массой 17,8 г растворили в избытке серной кислоты, при этом выделилось 8,96 л водорода (н.у). Рассчитайте содержание металлов в сплаве (в процентах по массе).
5. В 219,5 мл воды растворили 80,5 г декагидрата сульфата натрия. Какова массовая доля сульфата натрия в полученном растворе?
6. Сколько по массе гексагидрата хлорида кальция и воды необходимы для приготовления 300 мл 20%-го раствора хлорида кальция (плотность 1,177 г/мл)?
7. Какой объем 20%-го раствора соляной кислоты (плотность 1,1 г/мл) вступит в реакцию с 9,6 г смеси алюминия и железа, если при этом выделяется 8,4 л водорода? Каковы массовые доли металлов в смеси?

Элементы побочных подгрупп периодической системы (*d*-элементы)

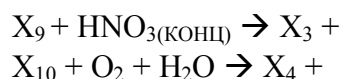
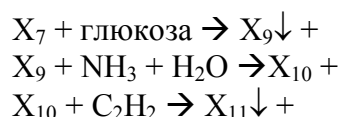
1. Восстановите левую часть уравнений (метод электронного баланса):
 $= \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
 $= \text{NiSO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O};$
 $= \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH};$
 $= \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
 $= \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2;$
 $= \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O};$
2. Получение и свойства гидроксида меди (II).
3. Получение и свойства сульфида цинка (II).
4. Окислительно-восстановительные свойства CrCl_3 .
5. Окислительные свойства KMnO_4 в кислой, щелочной и нейтральной средах.
6. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза хлорида меди (II).
7. Какой объем 25 %-го раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,28$ г/мл) необходим для реакции с 133 мл 20 %-го раствора хлорида марганца (II) ($\rho = 1,185$ г/мл)?
8. Определите неизвестные вещества, напишите соответствующие уравнения реакций



конец



t°



9. Оксид металла (II) массой 4,32 г реагирует с 169,51 мл 20 %-ной азотной кислоты (плотность 1,115 г/мл) и при этом выделяется 448 мл газа, содержащего 46,667 % азота. Определите металл, дайте характеристику окислительно-восстановительных свойств данного оксида, напишите уравнения соответствующих реакций.

Итоговая работа

1. Определите тип гибридизации центрального атома и геометрическую форму следующих частиц: SOCl_2 , $[\text{ClF}_2]^+$, NO_2^+ , SO_4^{2-} , SF_4 .
2. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$.
3. Какие из солей подвергаются гидролизу: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, Na_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, Al_2S_3 ? Запишите уравнения соответствующих реакций.
4. Способы получения NO_2 , H_2S .
5. К 100 г 27,2%-го раствора серной кислоты добавлено 20 г 40%-го олеума. Сколько граммов хлорида бария необходимо добавить, чтобы осадить все сульфат-ионы?
6. В 200 г 5,68 %-го водного раствора Na_2HPO_4 растворили 5,68 г оксида фосфора (V). Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.
7. При взаимодействии 19,5 г цинка с соответствующим объемом 67,2%-го раствора азотной кислоты ($\rho = 1,4 \text{ г/мл}$) образуется насыщенный при 20°C раствор соли и выделяется оксид азота (IV). Определите растворимость соли при данной температуре (в г/л).

Экзамениционная работа

A1. Ион K^+ имеет электронную конфигурацию:

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

A2. В ряду элементов $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si}$

- 1) уменьшаются радиусы атомов
- 2) уменьшается число протонов в ядрах атомов
- 3) увеличивается число электронных слоёв в атомах
- 4) уменьшается высшая степень окисления атомов

A3. Верны ли следующие суждения о соединениях металлов?

А. Степень окисления бериллия в высшем оксиде равна +2.

Б. Основные свойства оксида магния выражены сильнее, чем у оксида алюминия.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

A4. Химическая связь в молекулах метана и хлорида кальция соответственно

- 1) ковалентная полярная и металлическая
- 2) ионная и ковалентная полярная
- 3) ковалентная неполярная и ионная
- 4) ковалентная полярная и ионная

A5. Степень окисления хлора равна +7 в соединении

- 1) $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2$
- 2) HClO_3
- 3) NH_4Cl
- 4) HClO_4

A6. Молекулярное строение имеет

- 1) оксид кремния(IV)
- 2) нитрат бария
- 3) хлорид натрия
- 4) оксид углерода(II)

A7. Среди перечисленных веществ:

- А) NaHCO_3 Б) HCOOK В) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ Г) KHSO_3 Д) Na_2HPO_4 Е) Na_3PO_4
 кислыми солями являются

- 1) АГД 2) АВЕ 3) БДЕ 4) ВДЕ

А8. Цинк взаимодействует с раствором

- 1) CuSO_4 2) MgCl_2 3) Na_2SO_4 4) CaCl_2

А9. Какой оксид реагирует с раствором HCl , но не реагирует с раствором NaOH ?

- 1) CO 2) SO_3 3) P_2O_5 4) MgO

А10. Гидроксид алюминия реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) KOH и Na_2SO_4 2) HCl и NaOH 3) CuO и KNO_3 4) Fe_2O_3 и HNO_3

А11. Карбонат бария реагирует с раствором каждого из двух веществ:

- 1) H_2SO_4 и NaOH 2) NaCl и CuSO_4 3) HCl и CH_3COOH 4) NaHCO_3 и HNO_3

А12. В схеме превращений $\text{Fe} \xrightarrow{\text{X}} \text{FeCl}_3 \xrightarrow{\text{Y}} \text{Fe}(\text{OH})_3$

веществами «X» и «Y» являются соответственно

- 1) Cl_2 и $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 2) $\text{CuCl}_{2(\text{p-p})}$ и NaOH 3) Cl_2 и NaOH 4) HCl и H_2O

А13. Наибольшее количество сульфат-ионов образуется в растворе при диссоциации 1 моль

- 1) сульфата натрия 2) сульфата меди(II)
3) сульфата алюминия 4) сульфата кальция

А14. Сокращённому ионному уравнению $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ соответствует взаимодействие

- 1) H_2SO_4 с NaOH 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ с HCl 3) H_2SiO_3 с KOH 4) HCl с HNO_3

А15. Одинаковую реакцию среды имеют растворы хлорида меди(II) и

- 1) хлорида кальция 2) нитрата натрия 3) сульфата алюминия 4) ацетата натрия

А16. Окислительные свойства серная кислота проявляет в реакции, схема которой:

- 1) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{HSO}_4$ 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{SO}_2$ 4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HPO}_3 + \text{SO}_3$

В1. Установите соответствие между формулой и классом вещества:

- | | |
|----------------------------|---------------------|
| 1) CuOHCl | а) кислотный оксид |
| 2) FeSO_4 | б) основной оксид |
| 3) Al_2O_3 | в) амфотерный оксид |
| 4) NaHSO_4 | г) основание |
| 5) HCN | д) кислота |
| 6) P_2O_5 | е) кислая соль |
| | ж) средняя соль |
| | з) основная соль. |

В2. Установите соответствие между формулой и названием вещества:

- | | |
|---------------------------------|-------------------------------|
| 1) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ | а) оксид кальция |
| 2) CaCO_3 | б) гидроксид кальция |
| 3) CaC_2 | в) карбонат кальция |
| 4) $(\text{CaOH})_2\text{CO}_3$ | г) гидрокарбонат кальция |
| 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | д) гидроксокарбонат кальция |
| 6) CaO | е) дигидроксокарбонат кальция |
| | ж) карбид кальция. |

В3. Установите соответствие между названием соли и её отношением к гидролизу.

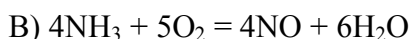
НАЗВАНИЕ СОЛИ	ОТНОШЕНИЕ К ГИДРОЛИЗУ
---------------	-----------------------

- | | |
|---------------------|-----------------------------|
| А) хлорид аммония | 1) гидролизуется по катиону |
| Б) сульфат калия | 2) гидролизуется по аниону |
| В) карбонат натрия | 3) гидролиз не происходит |
| Г) сульфид алюминия | 4) необратимый гидролиз |

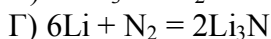
В4. Установите соответствие между уравнением реакции и свойством азота, которое он проявляет в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ	СВОЙСТВО АЗОТА
-------------------	----------------

- | | |
|---|-------------------|
| А) $\text{NH}_4\text{HCO}_3 = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ | 1) окислитель |
| Б) $3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 = \text{N}_2 + 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O}$ | 2) восстановитель |

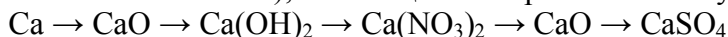


3) и окислитель, и восстановитель

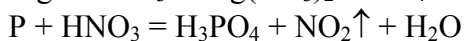
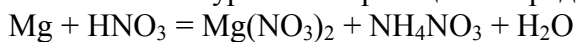


4) ни окислитель, ни восстановитель

С1. Напишите уравнения реакции (молекулярные, ионные, окислительно-восстановительные), с помощью которых можно осуществить следующие превращения

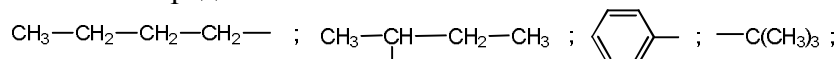


С2. Напишите уравнения реакции. Определите окислитель и восстановитель.



Органическая химия

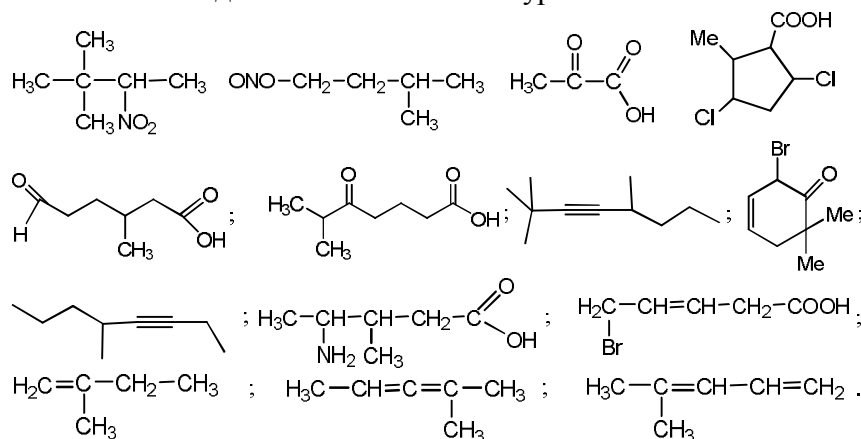
1. Назовите радикалы:



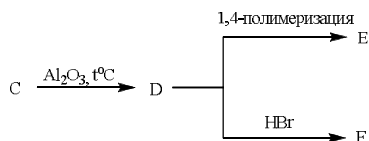
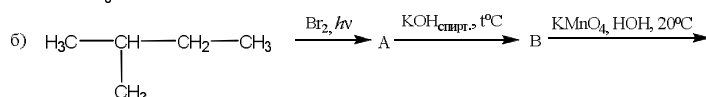
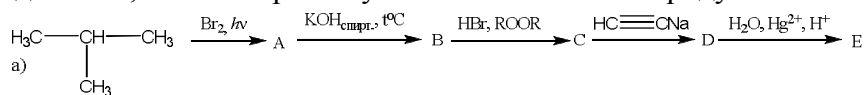
2. Напишите структурные формулы следующих соединений: 2,4-диметил-3-этилпентан; 2,2,3,3-тетрамethylгексан; 2,6-диметил-гептан; 3-метоксипропен-1; 4-метоксибутанол-1; 3-нитро-2,2-диметил-гексан; 4-нитропентен-2; 2-аминопентан; метилэтиламин; 4-аминобутанол-1; 3,5-диметил-4-этилгексановая кислота; 3-хлор-2-этил-пентановая кислота\

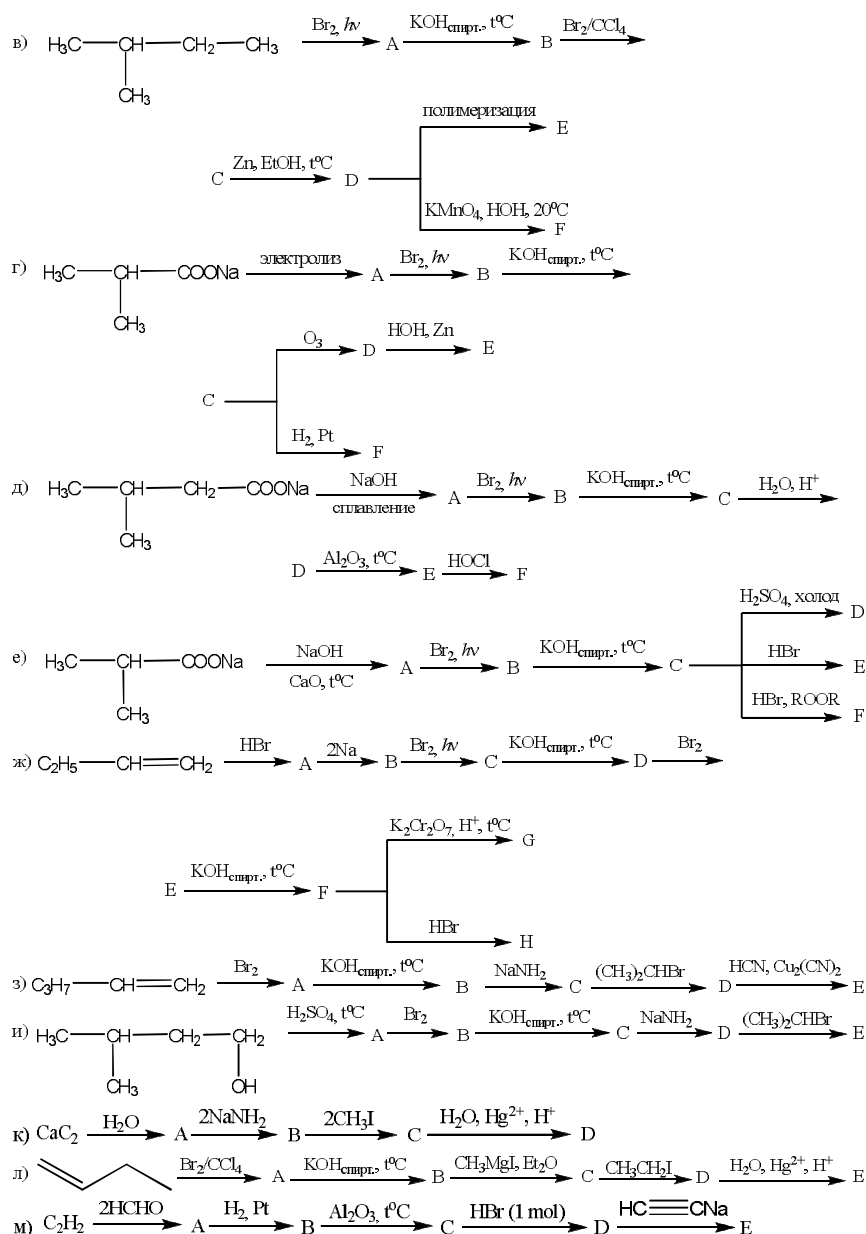
3. Напишите структурные формулы соединений и назовите их по систематической номенклатуре: метилдиизопропилметан, метилпропил-*трет*-бутилметан, диэтилдипропилметан, *симм*-диизопропилэтилен, *несимм*-диэтилэтилен, триметилэтилэтилен, ди-*втор*-бутилацетилен, этилизобутилацетилен, масляный альдегид, метилизобутилкетон, диэтилизопропилкарбинол, метил-*втор*-бутилкарбинол.

4. Назовите соединения по номенклатуре IUPAC:

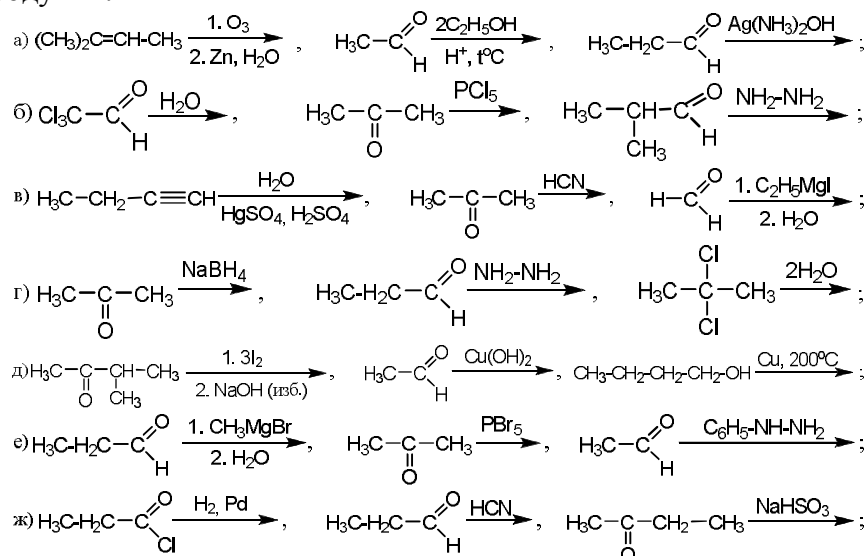


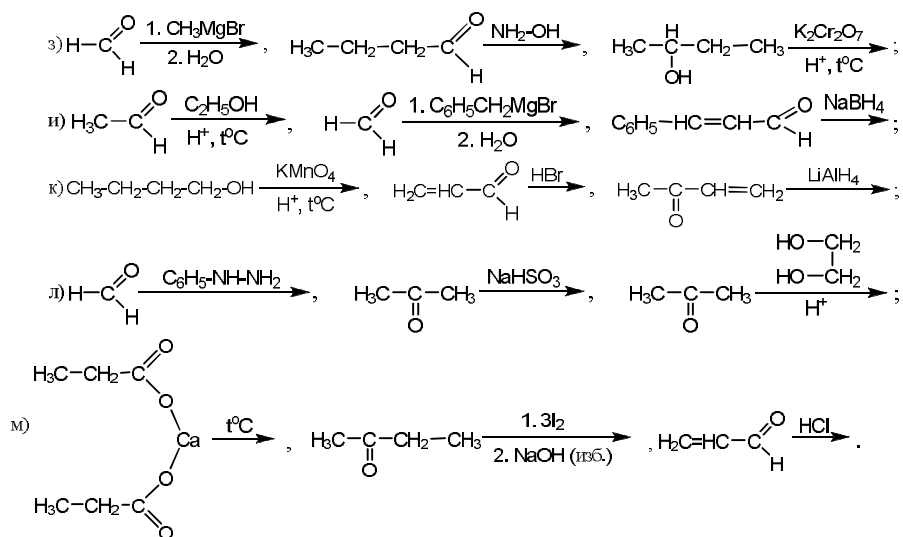
Запишите уравнения последовательно протекающих реакций и назовите исходные соединения, а также промежуточные и конечные продукты:





Запишите уравнения указанных ниже реакций. Назовите исходные и конечные продукты:





Запишите уравнения реакций, укажите условия и названия реакций, если они отсутствуют в задании, назовите образующиеся продукты.

а) Бромирование метоксибензола, $(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{Cl} + \text{C}_6\text{H}_5-\text{Cl} + 2\text{Na} \rightarrow$, сульфирование 4-бромбензойной кислоты, окисление 1,2,4-триметил-бензола KMnO_4/H^+ , хлорирование на свету изопропилбензола, стирол + $\text{O}_2/\text{Ag} \rightarrow$;

б) нитрование хлорбензола, $\text{CH}_3-\text{Cl} + \text{C}_6\text{H}_5-\text{Cl} + 2\text{Na} \rightarrow$, сульфирование 4-метилбензойной кислоты, окисление 1,3,5-триметилбензола KMnO_4/H^+ , бромирование на свету этилбензола, стирол + $\text{KMnO}_4/\text{Na}_2\text{CO}_3$, HOH , 20°C ;

в) нитрование бромбензола, алкилирование бензола бутеном-1, бромирование в кольцо *n*-диметилбензола, бромирование 3-нитрохлорбензола, окисление *m*-ксилола KMnO_4/H^+ , фенилацетилен + $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow$;

г) алкилирование толуола пропиленом, получение этилбензола по Вюрцу–Фиттигу, бромирование 4-метоксихлорбензола, сульфирование 4-нитротолуола, окисление 4-нитроэтилбензола KMnO_4/H^+ , нитрование пропилбензола по Коновалову;

д) гидрирование бензола, получение изопропилбензола по Фриделю–Крафтсу, нитрование 4-метилбензойной кислоты, окисление 4-метил-изопропилбензола KMnO_4/H^+ , хлорирование на свету этилбензола, стирол + HBr /пероксид $\rightarrow$;

е) бромирование бензойной кислоты, бензол + $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 \rightarrow$, нитрование *n*-бромметоксибензола, сульфирование *m*-толуолсульфокислоты, окисление *m*-диэтилбензола KMnO_4/H^+ , винилбензол + бромная вода $\rightarrow$;

ж) нитрование метоксибензола, получение этилбензола по Вюрцу–Фиттигу, сульфирование 3-нитро-толуола, окисление *n*-хлоризопропил-бензола KMnO_4/H^+ , нитрование по Коновалову изобутилбензола, монобромирование на свету *n*-диметилбензола;

з) сульфирование толуола, алкилирование бензола этиленом, бромирование 4-бромбензойной кислоты, нитрование 4-метокситолуола, окисление 4-нитропропилбензола KMnO_4/H^+ , фенилацетилен + $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow$;

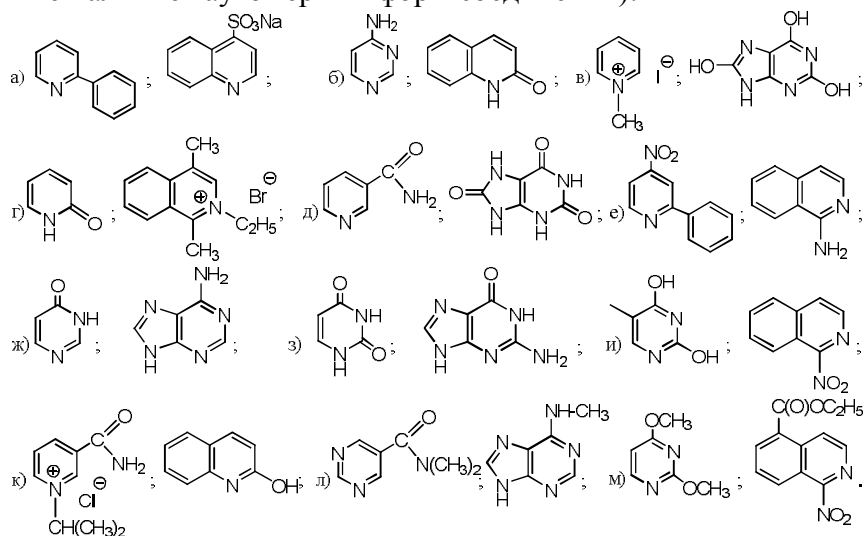
и) нитрование изопропилбензола в кольцо, алкилирование бензола пропилахлоридом по Фриделю–Крафтсу, сульфирование *n*-нитротолуола, бромирование 4-этоксихлорбензола, окисление 1-метил-2-этилбензола KMnO_4/H^+ , 1-фенилпропен-1 + $\text{Cl}_2/400^\circ\text{C} \rightarrow$;

к) нитрование нитробензола, получение бензола из бензойной кислоты, нитрование 3-метоксибензойной кислоты, хлорирование 4-нитрохлор-бензола, окисление *m*-бромтолуола KMnO_4/H^+ , бромирование пропилбензола в боковую цепь;

л) нитрование толуола, алкилирование бензола пропиленом, сульфирование *n*-толуолсульфокислоты, бромирование в кольцо 3-метилбензойной кислоты, окисление *n*-бромэтилбензола KMnO_4/H^+ , винилбензол + $\text{HBr} \rightarrow$;

м) бромирование нитробензола, этилбензол + $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}/\text{AlCl}_3 \rightarrow$, нитрование 4-бромбензотрихлорида, окисление 1,2,3-триметилбензола KMnO_4/H^+ , винилбензол + $\text{KMnO}_4/\text{Na}_2\text{CO}_3$, HOH , 20°C , бромирование изобутилбензола в боковую цепь.

Рассмотрите строение молекулы пиридина. Какой тип гибридизации атомных орбиталей атомов углерода и азота? Охарактеризуйте aromaticность пиридина. Опишите распределение электронной плотности. Почему пиридин в отличие от бензола имеет дипольный момент (2,2 D)? Назовите нижеприведённые соединения (в некоторых случаях учтите наличие таутомерных форм соединений):



Вопросы к экзамену по химии

(1 семестр)

1. Общая характеристика элементов I-й группы главной подгруппы, простых веществ, водородных соединений, оксидов, пероксидов, гидроксидов, образованных данными элементами. Способы получения щелочных металлов, физические и химические свойства щелочных металлов.
2. Свойства, получение и применение оксидов и гидроксидов щелочных металлов (на примере натрия и калия). Значение соединений щелочных металлов и их роль для живых организмов. Соли щелочных металлов: получение, свойства, применение.
3. Общая характеристика элементов I-й группы побочной подгруппы, простых веществ, оксидов и гидроксидов, образованных данными элементами. Медь: распространение в природе, способы получения и свойства. Комплексные соединения меди. Свойства и получение оксидов и гидроксидов меди. Биологическая роль соединений меди.
4. Серебро: нахождение в природе, способы получения, свойства. Комплексообразование. Соединения серебра и особенности их свойств. Роль ионов серебра в физиологических процессах.
5. Общая характеристика элементов II-й группы главной подгруппы, простых веществ, водородных соединений, оксидов и гидроксидов, образованных данными элементами. Кальций: распространение в природе, его свойства и получение. Оксид и гидроксид кальция: свойства и способы получения. Жесткость воды, способы ее устранения.
6. Общая характеристика свойств оксидов и гидроксидов щелочноземельных металлов, закономерности изменения их химических свойств, способы их получения. Физиологическое действие соединений щелочно-земельных металлов. Соли щелочноземельных металлов: получение, свойства, применение.
7. Общая характеристика элементов II-й группы побочной подгруппы, простых веществ, оксидов и гидроксидов, образованных данными элементами. Цинк: распространение в

природе, способы получения, физические и химические свойства. Комплексообразование. Оксид и гидроксид цинка: свойства и получение. Практическое использование соединений цинка, биологическая роль цинка.

8. Кадмий: способы получения и свойства. Комплексообразование. Соединения кадмия и их свойства. Токсикология соединений кадмия. Ртуть: особенности физических и химических свойств. Соединения ртути в разных степенях окисления и их особенности. Физиологическое действие соединений ртути.

9. Бор: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Бор в природе. Получение бора. Физические и химические свойства бора. Применение бора. Гидриды бора (бораны). Соединения бора (III). Мета-, орто-, тетрабораты. Применение соединений бора, токсикология бора и его соединений. Биологическая роль соединений бора.

10. Алюминий: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Алюминий в природе. Получение алюминия. Физические и химические свойства алюминия. Применение алюминия. Гидрид алюминия (алан). Соединения алюминия. Алумосиликаты. Применение соединений алюминия. Токсикология соединений алюминия. Биологическая роль алюминия и его соединений.

11. Углерод: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Углерод в природе. Простые вещества, образованные углеродом. Физические и химические свойства углерода. Применение углерода. Карбиды металлов (метаниды, ацетилениды, цементит, карбиды d-элементов).

12. Оксиды углерода (II) и (IV): строение (для угарного газа МВС и ММО), получение, свойства, применение. Муравьиная и угольная кислоты: строение, свойства.

13. Карбонаты, гидрокарбонаты, гидроксокарбонаты: получение, свойства, применение. Токсикология соединений углерода. Биологическая роль углерода и его соединений.

14. Кремний: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Кремний в природе. Получение кремния. Физические и химические свойства кремния. Применение кремния. Силициды. Водородные соединения кремния. Оксид кремния (IV), кремниевые кислоты, силикаты: строение, свойства, получение и применение. Токсикология соединений кремния. Биологическая роль кремния и его соединений.

15. Олово: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Олово в природе. Получение олова. Простые вещества, образованные оловом. Физические и химические свойства олова. Применение олова. Соединения олова (II) и (IV): кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Оловянные кислоты. Токсикология соединений олова. Биологическая роль олова и его соединений.

16. Свинец: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Свинец в природе. Получение свинца. Физические и химические свойства свинца. Применение свинца. Соединения свинца (II) и (IV): кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Токсикология соединений свинца. Биологическая роль свинца и его соединений.

17. Общая характеристика элементов главной подгруппы V группы. Азот: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Азот в природе. Получение азота. Физические и химические свойства азота. Применение азота. Соединения азота с элементами II и III периодов

18. Соединения азота (-3), (-2), (-1), их строение. Аммиак: получение, свойства, применение. Гидроксид аммония (гидрат аммиака). Соли аммония: получение, свойства, применение.

19. Оксиды азота: строение (для NO МВС и ММО), свойства, получение и применение. Азотноватистая кислота.

20. Азотистая кислота: строение, получение, свойства. Нитриты: получение, свойства, применение. Биологическая роль нитритов, их токсическое действие.

21. Азотная кислота: строение, свойства, получение, применение.
22. Нитраты: получение, свойства, применение. Токсикология нитратов.
23. Фосфор: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Фосфор в природе. Получение фосфора. Простые вещества, образованные фосфором. Физические и химические свойства фосфора. Применение фосфора.
24. Фосфин: строение, получение, свойства. Сравнение со свойствами аммиака. Соединения фосфора с элементами III периода. Галогениды и оксогоалогениды фосфора: строение, получение, свойства.
25. Фосфиновая кислота: строение молекулы, кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Гипофосфиты. Оксид фосфора (III). Фосфоновая кислота: строение молекулы, кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Фосфонаты.
26. Оксид фосфора (V): строение, получение, свойства. Мета-, орто- и дифосфорные кислоты: строение, свойства. Соли ортофосфорной кислоты. Полифосфорные кислоты, полифосфаты.
27. Мышьяк, сурьма, висмут. Особенности свойств. Оксиды и гидроксиды мышьяка, сурьмы и висмута: кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Токсикология соединений мышьяка, сурьмы и висмута. Биологическая роль мышьяка, сурьмы, висмута и их соединений.
28. Общая характеристика главной подгруппы VI группы. Кислород: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Кислород в природе. Получение кислорода. Физические и химические свойства кислорода. Применение кислорода. Озон: строение, свойства, получение. Токсикология соединений кислорода. Биологическая роль кислорода.
29. Сера: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Сера в природе. Получение серы. Простые вещества, образованные серой. Физические и химические свойства серы. Применение серы.
30. Сероводород: строение, свойства, получение. Соединения серы с другими элементами (на примере элементов III периода).
31. Оксид серы (IV): строение, получение, свойства, применение. Сернистая кислота: кислотные и окислительно-восстановительные свойства, строение сульфит и гидросульфит-ионов.
32. Оксид серы (VI): строение, получение, свойства, применение. Сульфаты: получение, свойства, применение.
33. Серная кислота: строение, получение, свойства, применение. Олеум.
34. Тиосерная кислота: строение молекулы. Тиосульфат натрия: получение, свойства, применение. Политионовые и пероксосерные кислоты, их соли. Токсикология соединений серы. Биологическая роль серы и ее соединений.
35. Общая характеристика главной подгруппы VII группы. Фтор: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Фтор в природе. Получение фтора. Физические и химические свойства фтора. Применение фтора. Плавиковая кислота. Фториды. Соединения фтора с элементами III периода. Токсикология соединений фтора. Биологическая роль фтора и его соединений.
36. Хлор: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Хлор в природе. Получение хлора. Физические и химические свойства хлора. Применение хлора. Токсикология соединений хлора. Биологическая роль хлора и его соединений.
37. Хлороводород: строение, получение, свойства, применение. Соляная кислота: получение, свойства, применение. Хлориды. Соединения хлора с элементами III периода.
38. Бром, йод: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Бром, йод в природе. Получение брома и иода. Физические и химические свойства брома и иода. Применение брома и иода. Токсикология соединений

брома и иода. Биологическая роль брома и иода и его соединений. Бромоводород, иодоводород. Бромоводородная и иодоводородная кислоты. Бромиды и иодиды. Сравнительная характеристика восстановительных свойств галогенидов.

39. Кислородсодержащие кислоты хлора: строение анионов, изменение кислотных и окислительно-восстановительных свойств. Cl_2O , HClO , гипохлориты: строение, получение, свойства, применение.

40. Хлорат калия: получение, свойства, применение. Строение ClO_2 и ClO_3 . Их окислительно-восстановительные свойства.

41. Сравнительная характеристика кислородсодержащих соединений хлора, брома и иода. Окислительно-восстановительные свойства бромата калия.

42. Общая характеристика элементов VI-й группы побочной подгруппы, простых веществ, оксидов и гидроксидов, образованных данными элементами. Хром: природные соединения, способы получения, физические и химические свойства. Комплексные соединения хрома и их особенности. Применение хрома и его сплавов.

43. Соединения хрома (II) и (III): оксиды и гидроксиды, их свойства и способы получения. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III).

44. Оксид, гидроксид, соли хрома (VI): особенности свойств и получение. Хромовые кислоты и их соли. Соединения хрома (VI) как окислители.

45. Общая характеристика элементов VII-й группы побочной подгруппы, простых веществ, оксидов и гидроксидов, образованных данными элементами. Марганец: природные соединения, способы получения, физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды марганца, закономерности изменения их свойств. Применение марганца и его сплавов.

46. Соединения марганца высших степеней окисления (+6, +7): кислоты и соли. Окислительные свойства солей и зависимость их от pH среды. Марганец как микроэлемент.

47. Общая характеристика элементов семейства железа, простых веществ, оксидов и гидроксидов, образованных данными элементами. Железо: нахождение в природе, получение, свойства. Комплексные соединения железа. Биологическая роль железа и его соединений.

48. Оксиды и гидроксиды железа: способы получения и свойства. Соли железа, особенности их свойств, практическое значение.

49. Кобальт и никель: их свойства, способы получения. Комплексные соединения. Соединения кобальта и никеля и особенности их свойств. Значение соединений кобальта и никеля.

50. Водород: положение в ПС, валентности, степени окисления. Водород в природе. Получение водорода. Физические и химические свойства водорода. Применение водорода. Водородные соединения элементов (на примере III периода, IA и VA группы): строение, свойства, получение, применение. Токсикология соединений водорода. Биологическая роль водорода и его соединений.

51. Благородные газы: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Благородные газы в природе. Физические и химические свойства благородных газов. Применение благородных газов. Соединения ксенона. Токсикология соединений благородных газов. Биологическая роль благородных газов и его соединений.

52. Сравнительная характеристика кислотных и окислительно-восстановительных свойств азотистой и азотной кислот, сернистой и серной кислот.

(7 семестр)

1. Предмет и задачи органической химии. Практическое значение органической химии. Роль русских химиков-органиков в развитии науки. Экологические проблемы, возникающие в практической химии органических веществ. Их решение.

2. Теория строения органических веществ. Основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова. Электронная теория химической связи. Теория направленных валентностей.

3. Теория электронных смещений. Индуктивный эффект, виды. Влияние I-эффектов на физические и химические свойства. Примеры.

4. Мезомерный эффект. Типы сопряжения. неполярный и полярный M-эффект. Предельные структуры, мезоформулы. Влияние мезомерного эффекта на физико-химические свойства.

5. Изомерия органических соединений.

6. Классификация и номенклатура органических соединений. Примеры.

7. Типы реакций в органической химии. Характеристика реагентов. Характер распада связи. Понятие о порядке реакции. Примеры механизмов.

8. Алканы. Гомологический ряд. Гомологическая разность. Изомерия. Номенклатура. Электронное строение. Физические и химические свойства (крекинг, изомеризация, образование галогеноалканов, нитросоединений, сульфокислот и кислородсодержащих соединений). Качественные реакции.

9. Способы получения алканов из природных источников и методом синтеза из производных углеводородов. Значение. Экологические аспекты.

10. Алкены. Гомологический ряд. Изомерия. Номенклатура. Строение. Физические свойства. Химические свойства (взаимодействие с H_2 , галогенами, галогеноводородами, водой, полимеризация и др.). Механизмы реакций. Правило Марковникова, эффект Караша. Реакции замещения. Качественные реакции. Значение.

11. Способы получения (из природных источников и производных углеводородов: дегидратация спиртов, дегидрогалогенирование и дегалогенирование галогеналканов, крекинг углеводородов и др.). Экологические аспекты.

12. Алкины. Гомологический ряд. Изомерия. Номенклатура. Получение из алканов, галогеноалканов, спиртов, природных источников.

13. Строение алкинов. Физические и химические свойства. Реакции радикального, электрофильного и нуклеофильного присоединения. Кислотные свойства. Полимеризация. Качественные реакции. Значение. Экологические аспекты.

14. Алкадиены (алленовые, конъюгированные, изолированные). Особенности строения и свойств. Механизмы реакций присоединения и полимеризации. Практическое значение. Каучуки. Способы получения из алканов, спиртов, галогенопроизводных и др. Экологические аспекты.

15. Одноатомные спирты. Классификация, Изомерия, номенклатура. Получение из галогидных алкилов (гидролиз, через реактив Гриньяра), алкенов, алканов, альдегидов и кетонов, сложных эфиров.

18. Физические и химические свойства спиртов. Водородная связь. Кислотные и основные свойства. Реакции дегидратации, окисления и этерификации. Качественные реакции. Применение. Экологические аспекты.

19. Многоатомные спирты. Правило устойчивости. Способы получения. Физические свойства. Антифризы. Химические свойства. Взаимное влияние функциональных групп на проявление кислотно-основных свойств. Образование полных и неполных гликолятов, простых и сложных эфиров. Продукты окисления. Механизмы реакций. Качественные реакции. Тринитроглицерин. Экологические аспекты.

20. Альдегиды и кетоны предельного ряда. Изомерия. Номенклатура. Получение из спиртов, солей карбоновых кислот, галогенопроизводных. Строение. Физические свойства. Химические свойства альдегидов и кетонов предельного ряда. Реакции нуклеофильного присоединения гидросульфита натрия, циановодорода, спирта, металлоорганических соединений, аммиака и его производных, хлорида фосфора (V), галогенангидридов серной и сернистой кислот. Реакции окисления альдегидов и кетонов (правило Попова). Полимеризация альдегидов.

21. Монокарбоновые кислоты. Гомологический ряд. Изомерия. Номенклатура. Строение. Свойства карбоновых кислот в сравнении с альдегидами и спиртами. Диссоциация кислот. Солеобразование. Получение производных кислот. Галогенирование кислот. Качественные реакции. Практическое значение. Экологические аспекты.

28. Дикарбоновые кислоты. Изомерия. Номенклатура. Строение. Взаимное влияние функциональных групп на проявление кислотных и особых свойств. Образование солей, амидов, эфиров, ангидридов. Поведение дикарбоновых кислот при нагревании. Особые свойства малоновой кислоты. Синтезы кислот на основе малонowego эфира. Другие поликарбоновые кислоты (алкилфталаты, глифталевая смола. Терефталевая кислота и лавсан. Фенолокислоты (салициловая кислота, ее соли и эфиры, лекарственные препараты). Галловая кислота (понятие о дубильных веществах).

29. Непредельные кислоты. Классификация. Изомерия. Номенклатура. Строение. Свойства кислот и непредельных углеводородов (образование галогенопроизводных, гидроксикислот, аминокислот, реакции полимеризации). Механизм реакций. Применение непредельных кислот. Получение (из галогенокислот, оксикислот, ацетиленовых углеводородов и др.). Механизмы реакций. Качественные реакции.

30. Гидроксикислоты. Классификация. Номенклатура. Изомерия. Физические свойства. Оптическая изомерия. Работы Вант—Гоффа, Ле Беля, Розанова, Фишера, Кана, Ингольда, Прелога по теории оптической изомерии. Представление о D- и L-рядах (R- и S-соответственно). Понятие о хиральном центре, асимметрии молекулы, антиподах, энантиомерах, диастереомерах, рацемате. Зависимость числа изомеров от количества асимметрических углеродных атомов. Симметрия молекулы при наличии хиральных центров. Способы получения.

31. Химические свойства гидроксикислот. Взаимное влияние функциональных групп на проявление кислотно-основных свойств, особые свойства α -, β - и γ -кислот. Практическое значение. Экологические аспекты.

32. Альдегидо- и кетонкислоты. Строение. Номенклатура. Способы получения. Свойства по карбонильной и карбоксильной группам. Взаимное влияние групп. Особые свойства β -кетонкислот (на примере ацетоуксусной кислоты). Синтезы кетонов и кислот на основе ацетоуксусного эфира..

35. Углеводы. Классификация. Строение. Качественные реакции. Примеры. Биологическое значение. Экологические аспекты.

36. Изомерия моносахаридов на примере гексоз. Оптическая изомерия. Понятие об энантиомерах (антиподах), диастереоизомерах, эпимерах, аномерах.

37. Генетический ряд моносахаридов. Способы получения.

38. Доказательство строения моносахаридов (на примере глюкозы).

39. Химические свойства моносахаридов. Понятие о мутаротации. Механизмы реакций. Способы получения углеводов.

40. Характеристика восстанавливающих дисахаридов. Свойства. Механизмы реакций. Биологическое значение.

41. Характеристика невосстанавливающих дисахаридов. Свойства. Понятие об инверсии и реверсии. Механизмы реакций. Биологическое значение.

42. Характеристика полисахаридов. Строение. Свойства. Реакции образования эфиров клетчатки, получение вискозы. Качественные реакции. Практическое и биологическое значение полисахаридов.

43. Углеводороды ряда бензола. Классификация. Ароматичность. Строение бензола. Доказательство строения. Способы получения бензола. Физические свойства. Химические свойства. Реакции S_E2 . Предельные структуры и мезоформула. Качественные реакции. Получение гомологов. Ароматизация нефти. Влияние радикалов на реакции S_E2 -. Эффект Натана-Бейкера. Окисление боковых цепей. Получение полистирола. Экологические аспекты.

44. Правила ориентации в бензольном ядре. Характеристика ориентантов I рода. Статический и динамический подходы к объяснению ориентирующего действия электронодонорных заместителей. Механизм реакций электрофильного замещения.

45. Правила ориентации в бензольном ядре. Характеристика ориентантов II рода. Статический и динамический подходы к объяснению ориентирующего действия электроноакцепторных заместителей. Механизмы реакций электрофильного и нуклеофильного замещения.

46. Одноатомные фенолы. Определение. Способы получения из каменноугольной смолы, изопрропилбензола, хлорбензола, аминокбензола, сульфобензола. Физические свойства. Химические свойства: кислотно-основные (образование фенолятов, простых и сложных эфиров и др.). Реакции замещения в ядре. Нитрофенолы, пикраты. Качественные реакции на фенол. Фенолформальдегидные смолы. Катиониты и аниониты. Практическое значение. Понятие о двухатомных и трехатомных фенолах. Практическое значение. Экологические аспекты.

53. Пятичленные гетероциклы. Получение. Строение. Свойства пятичленных гетероциклов в сравнении: реакции замещения, присоединения, окисления, разрушения и расширения цикла, кислотные и основные свойства пиррола.

54. Природные соединения гетероциклы. Пуриновые и пиримидиновые основания. Нуклеозиды и нуклеотиды. Нуклеиновые кислоты.

55. Шестичленные гетероциклы. Пиридин. Структура. Взаимное влияние атомов. Свойства. Экологические аспекты. Пиперидин. Пиримидин. Биологическое значение. Применение. Способы получения. Пиримидиновые основания. Взаимное влияние атомов. Таутомерия. Кислотные, основные и ароматические свойства. Значение.

56. Хиолин. Синтез хиолина и его замещённых производных по Скраупу. Изохиолин. Синтез изохиолина по Бишлеру-Напиральскому. Свойства хиолина. Ориентация вступления заместителя в реакциях S_E2 .